வேதியியல்

(புகுமுக வகுப்புக்குரியது)

பிற்சேர்க்கை

(திருத்தப்பட்ட பாடத்திட்டத்தின்கீழ் வெளியிடப்படுகிறது)

ஆசிரியர்

பெ. தி. முனியப்பா, எம்.ஏ., எம்.எஸ். (இல்லினாய்ஸ்),
பெரியார் ஈ. வெ. ரா. அரசினர் கலைக் கல்லூரி,
திருச்சிராப்பள்ளி.



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

வேதியியல்

(புகுமுக வகுப்புக்குரியது)

பிற்சேர்க்கை

(திருத்தப்பட்ட பாடத்திட்டத்தின் கீழ் வெளியிடப்படுகிறது)

ஆசிரியர்

பெ. தி. முனியப்பா, *எம்.ஏ., எம்.எஸ். (இல்லினாய்ஸ்),*

பெரியார் ஈ. வெ. ரா. அரசினர் கலைக்கல்லூரி,

திருச்சிராப்பள்ளி.



தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

Supplement—May, 1972.

CHEMISTRY (P.U.C.)—Supplement

P. T. MUNIAPPA

Net Price Rs. 1-75

(No discount)

'Published by the Tamil Nadu Text Book Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of Government of India in the Ministry of Education and Social, Welfare.'

Printed by
Giridhar Art Printers,
17 & 19, Badrian St.,
Madras-1.

பொருளடக்கம்

1. முக்கியத்துவ எண்கள்
(Significant Figures)

அளவியலில் அளக்க நாம் கையாளும் ஒவ்வொரு முறையிலும் சில குறைபாடுகள் உள்ளன. நாம் கணக்கிட்ட அளவு சரியானது என்பது அந்த அளவைக் குறிப்பதற்கு நாம் பயன்படுத்தும் எண்களைப் பொறுத்துள்ளது. சான்றாக, ஒரு பொருளின் எடை 0·0002 கிராமுக்குத் துல்லியமாகக் கணக்கிடப்பட்டுள்ளது எனக்கொள்வோம். கண்டறிந்த எடை 3·2676 கி. என்று இருக்கிறது. நாம் பயன்படுத்தும் தராசில் 0·0002 கி. அளவுக்குத் துல்லியமாக எடை கண்டறிய முடியுமாதலால், எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் சரியான எடை 3·2676 ± 0·0002 கி. இருக்கலாம். இம் மதிப்பில கடைசி எண்ணான 6 நிச்சயமற்றது. கடைசி எண் மட்டும நிச்சயமின்மையுடன் இருக்கும்படி எல்லா மதிப்புகளையும் பதிவு செய்துகொள்ள வேண்டும். 3·2676 என்ற மதிப்பில் 5 முக்கியத்துவ எண்கள் உள்ளன.

சந்தேகத்துக்கு இடமில்லாமல் நிச்சயமாகச் சரியாக இருக்கும் என்ற எண்களும், அவற்றிற்கு அடுத்தபடியாக உள்ள ஓர் எண்ணும் முக்கியத்துவ எண்களாகும்.

சான்றாக வேதித் தராசில் ஒரு பொருளின் எடை கண்டுபிடிக்கப்படுகிறது, 7 கிராம், 220 மி. கிராம் எடையைச் சேர்த்தவுடன் தராசுமுள் சமமாக ஊசலாடுகிறது. இப்பொழுது பொருளின் எடை 7·2200 கி. என்று குறிக்கப்படவேண்டும். 7·22 கி. என்று எடுத்துக்கொள்ளக் கூடாது. 7·2200 என்ற இம்மதிப்பில் நான்காவது தசம எண் நிச்சயமின்றி இருக்கிறது. 7·22 என்பதில் இரண்டாவது எண் நிச்சயமின்மையைப் பெற்றிருக்கிறது. முதல் மதிப்பில் ஐந்து முக்கியத்துவ எண்களும், இரண்டாவதில் மூன்று முக்கியத்துவ எண்களும் உள்ளன.

ஒரு ப்யூரெட்டில் 0·1 c c-க்குச் சுத்தமாகக் கனஅளவு கண்டறியலாம். ப்யூரெட்டில் நீர்மத்தினளவு 17·1, 17·2 ஆகிய

இரண்டு மதிப்புகளுக்கு நடுவில் இருக்கிறதெனக் கொள்வோம். திரவத்தின் கன அளவை 17·15 என்று குறிக்கலாம். இம் மதிப்பில் கடைசி எண் உறுதியற்று இருக்கிறது. இதில் 4 முக்கியத்துவ எண்கள் உள்ளன. இவற்றில் முதல் மூன்று எண்கள் நிச்சயமாகவும், நான்காவது எண் நிச்சயமின்றியும் இருக்கின்றன.

முக்கியத்துவ எண்கள் என்பன தசம இடங்களிலிருந்து வேறுபட்டு விளங்குகின்றன. சான்றாக, 0·012 என்ற மதிப்பில் இரண்டு முக்கியத்துவ எண்களும், மூன்று தசம இடங்களும் உள்ளன.

முக்கியத்துவ எண்களைக் கண்டறியும்போது இடப்புறமுள்ள பூச்சியங்களை ஒதுக்கி நீக்கிவிடுகிறோம். வலப்புறமுள்ள பூச்சியங்கள் முக்கியமானவையாகவோ முக்கியமற்றவையாகவோ இருக்கலாம். சான்றாக, 0·0002 என்பதில் ஒரு முக்கியத்துவ எண்ணும், 0·00200 என்ற மதிப்பில் மூன்று முக்கியத்துவ எண்களும் உள்ளன. முக்கியத்துவ எண் 2-க்குப் பிறகு உள்ள இரண்டு பூச்சியங்களும், நாம் எடுத்த அளவு ஐந்தாவது தசம இடத்துக்குத் துல்லியமாகக் கணக்கிடப்பட்டுள்ளதைக் காட்டுகின்றன. 200 என்பதில் 1, 2 அல்லது 3 முக்கியத்துவ எண்கள் உள்ளன. மதிப்பில் ஒரு முக்கியத்துவ எண் இருந்தால் அதைச் சந்தேகத்துக்கிடமின்றி 2×10^2 என எழுதலாம். இரண்டு முக்கியத்துவ எண்களைக் குறிக்க $2 \cdot 0 \times 10^2$ என எழுதலாம். எண்களுக்கு இடையிலுள்ள பூச்சியம் முக்கியத்துவம் வாய்ந்தது. எனவே, 2.053 என்ற மதிப்பில் 4 முக்கியத்துவ எண்கள் உள்ளன.

இரண்டு எண்களைக் கூட்டுவதாகக் கொள்வோம். சான்றாக, 2·78 (3 முக்கியத்துவ எண்கள்), 3 1 (2 முக்கியத்துவ எண்கள்) இரண்டையும் கூட்டினால் 5·9 என்ற எண் கிடைக்கிறது. இதை 5·88 என்று எடுத்துக்கொள்ளக் கூடாது. 5·88 என்ற மதிப்பை இரண்டு முக்கியத்துவ எண்கள் உள்ளதாக மாற்றலாம். இதைப் போலவே பெருக்கல், வகுத்தல் போன்ற முறைகளிலும் முக்கியத்துவ எண்கள் நிர்ணயிக்கப்படுகின்றன.

வினாக்கள்

கீழ்க்கண்ட எண்களில் உள்ள முக்கியத்துவ எண்கள் எவ்வளவு எனக் கணக்கிடுக.

(a) 2·7005; (b) 2·70050; (c) 0·0001; (d) 0·0100;
(e) 7 350; (f) $7 \cdot 5 \times 10^3$; (g) 7500

2. கதிரியக்கம்

(Radio Activity)

ஓர் அணுவின் நடுவில் உட்கரு என்னும் பாகம் அமைந்துள்ளது. உட்கருவைச் சுற்றிப் பல சுற்றுப் பாதைகள் உள்ளன. இவற்றில் எலெக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருகின்றன. ஒரு தனிமத்தின் வேதிப் பண்புகள், அத் தனிம அணுவின் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களையும், அவற்றின் அமைப்பையும் பொறுத்திருக்கிறது. கடைசிச் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அத் தனிமத்தின் வலு எண்ணை நிர்ணயிக்கிறது. இவ்வாறு ஒரு தனிம அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அதன் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்துள்ளது.

இவ்வாறு தனிம அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை நிர்ணயிக்கும் வகையில் மின்னேற்றத்தை அளிக்கும் உட்கரு தனிமத்தின் வேதிப் பண்புகளை எவ்விதத்திலும் பாதிப்பதில்லை. அதாவது, உட்கருவில் ஏற்படும் மாற்றங்கள் தனிம அணுவின் வேதிப்பண்புகளில் எவ்வித மாற்றத்தையும் ஏற்படுத்துவதில்லை. உட்கருவின் உள்ளமைப்பும், உட்கரு பங்குகொள்ளும் வினைகளும் 'கதிரியக்கம்' என்ற பண்பின் மூலம் நன்கு விளக்கப்படுகின்றன.

1896-ஆம் ஆண்டு ஹென்றி பெக்கெரல் (Henri Becquerel) என்ற விஞ்ஞானி கதிரியக்கத்தைக் கண்டுபிடித்தார். இது அறிவியலில் ஒரு மலர்ச்சியை ஏற்படுத்தியது என்றே கூறலாம்; அறிவியல், மருத்துவம், பொறியியல் போன்ற பல்வேறு துறைகளில் காணப்படும் பல பிரச்சினைகளுக்கு விடைகாண உதவியது.

இருநூற்றெட்டுக்குமேல் நிறைஎண் கொண்ட சில கனமான தனிமங்கள் நிலையற்று விளங்குவதால், இவற்றின் உட்கருக்கள் சில கதிர்கள் அல்லது துகள்களை (radiations or

particles) வெளிவிட்டுத் தாமாகச் சிதைவுறுகின்றன எனக் கண்டறியப்பட்டது. இவ்வாறு வெளிவரும் துகள்கள் அதிக இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதால், இக் கதிர்கள் எந்த ஊடகத்தின் வழியாகவும் ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன.

இவ்வாறு தனிம அணுக்களின் உட்கருவிலிருந்து கதிர்கள் தாமாக வீசப்படுவதைக் **கதிரியக்கம்** என்பர். கதிரியக்கப் பண்பைப் பெற்றுள்ள பொருள்களைக் **கதிரியக்கப் பொருள்கள்** என்பர்.

துகள்களைக் கதிர்களாக வெளிவிடும் தனிமம் தானகச் சிதைவடைகிறது. இச் சிதைவு தனிமம் தனித்து இருந்தாலும் அல்லது மற்றத் தனிமங்களுடன் சேர்ந்து இருந்தாலும் நிகழ்கிறது. தனிமம் திண்ம, நீர்ம, வாயு அல்லது கரைசல் நிலைகளில் இருந்தாலும் இப் பண்பு வெளிப்படுகிறது. இச் சிதைவின் வேகம் கதிரியக்கப் பொருள்களின் தனிப்பட்ட பண்பாகக் கருதப்படுகிறது. வேதிவினைகளைப் போலல்லாமல் வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற காரணக்கூறுகள், கதிரியக்கச் சிதைவின் வேகத்தைப் பாதிப்பதில்லை.

கதிரியக்கத் தனிமங்களின் சிதைவு வேகத்தை ஒப்பிடுவதற்கு 'அரை ஆயுட்காலம்' என்ற பண்பு பயன்படுத்தப்படுகிறது. எடுத்துக்கொண்ட பொருள் பாதியாகச் சிதைவடைவதற்கு ஆகும் நேரத்திற்கு **அரை ஆயுட்காலம்** (Half-life period) எனப்பெயர். சான்றாக, ரேடியத்தின் அரை ஆயுட்காலம் 1650 வருடங்களாகும். அதாவது ஒரு கிராம் ரேடியம் 1650 வருடங்கள் கழித்து 0·5 கிராமாகச் சிதைவடையும். மீதமிருக்கும் 0·5 கிராம் அடுத்த 1650 வருடங்களில் 0·25 கிராமாகக் குறையும். இவ்வாறு ரேடியம் முழுவதும் சிதைவடைய எடுத்துக்கொள்ளப்படும் காலம் மிக அதிகமாகும்.

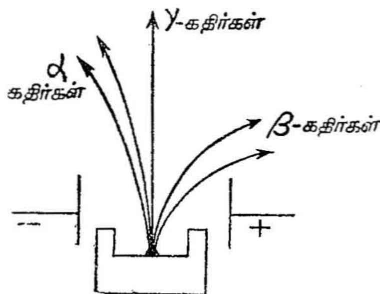
1896-ல் ஹென்றி பெக்கெரல் (Henry Becquerel) யுரேனியமும், அதன் உப்புகளும் தாமாகச் சிதைவடைந்து பல கதிர்களை வெளியிடுகின்றன எனக் கண்டறிந்தார். இக் கதிர்கள் புகைப்படத் தாளைப் பாதிக்கின்றன. இவ் வினை இருளிலும் நடைபெறுகிறது.

தனிமங்களின் இப் பண்பை உட்கருவைச் சார்ந்த வினைகளென்றும், அவற்றிற்குக் கதிரியக்கம் என்ற பெயரை அளித்ததற்கும் உரிய பெருமை கியூரி அம்மையாரையும், பியரி கியூரியையும் சார்ந்ததாகும். யுரேனியத்தின் கனிமமான பிட்ச்

பிளெண்டு (pitch blende) என்ற தாதுவிலிருந்து கிடைத்த தனிமங்களான தோரியம், பொலோனியம், ரேடியம் முதலியன வும் கதிரியக்கப் பண்பு கொண்டவை என நிரூபிக்கப்பட்டன.

கதிரியக்கக் கதிர்கள் (Radio active Rays)

கதிரியக்கக் கதிர்களின் பண்புகளை ஆராய்ந்து வெளி யிட்டவர் ரூதர்ஃபோர்டு என்ற விஞ்ஞானியாவார். ஒரு லெட் பெட்டியில் ரேடியம் போன்ற கதிரியக்கப் பொருளை வைத்த போது மூவகைக் கதிர்கள் வெளியாகின்றன. இவை, (1) ஆல்ஃபாக் கதிர்கள், (2) பீட்டாக் கதிர்கள், (3) காமாக் கதிர் கள் என மூன்று வகைப்படும். இக் கதிர்களின் பண்புகள்



படம் 1

காந்தப்புலம் அல்லது மின்புலத்தை உபயோகித்துக் கண்டறியப் பட்டன. கதிரியக்கப் பொருளை மின்புலத்தில் வைத்தால், ஒரு வகைக் கதிர்கள் மின்புலத்தின் எதிர்முனையைநோக்கி வளைகின்றன. எனவே, இக் கதிர்கள் நேர்மின் தன்மை யுடையன. இவற்றை ஆல்ஃபாக் கதிர்களென வழங்குகிறோம். மற்றொருவகைக் கதிர்கள் மின்புலத்தின் நேர்மின் முனையை நோக்கி வளைகின்றன. இவை பீட்டாக் கதிர்கள் என வழங்கப் படுகின்றன இக் கதிர்கள் எதிர்மின் தன்மை உடையவை. இவ் விருவகைக் கதிர்களைத் தவிர, மற்றொருவகைக் கதிர்கள் மின்புலத்தினால் பாதிக்கப்படாது நேராகச் செல்கின்றன. இவை மின்னேற்றமற்ற கதிர்களாகும். இவ்வகைக் கதிர்கள் காமாக் கதிர்கள் என வழங்கப்படுகின்றன. இக் கதிர்களின் பண்புகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு ஆராய்வோம்.

1. ஆல்ஃபாக் கதிர்கள் (α - துகள்கள்)

இவை நேர்மின்னேற்றமுடைய துகள்கள். α- துகள்களை ஹீலியம் அயன்கள் (He^{2+}) எனவும் கூறலாம். எனவே, ஹீலியம் அயனியைப்போல் α - துகள்களில் இரண்டு அலகு நேர்

மின்னேற்றமும், நான்கு அலகு நிறையும் உள்ளது. கதிரியக்கப் பொருளிலிருந்து வீசப்படும் இந்த α - துகள்கள் ஒளியின் வேகத்தில் (3×10^{10} செ.மீ. / செ.) பத்தில் ஒரு பங்கைப் பெற்றிருக்கின்றன. α - துகள்கள் செல்லும் பாதையிலுள்ள வாயு அணுக்களை அயனிகளாகச் செய்கின்றன. அவற்றை மின்சாரத்தைக் கடத்தும் தன்மை உடையனவாகச் செய்கின்றன. இவை பொருள்களில் குறைந்த அளவே ஊடுருவிச் செல்லுகின்றன. இவை சில மில்லிமீட்டர் அளவே அலுமினியத் தகட்டினுள் பாய்கின்றன. இவற்றை $_2He^4$ என்று குறிக்கிறோம்.

2. பீட்டாக் கதிர்கள் (β-துகள்கள்)

இவை ஏறக்குறைய ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்று வேகமாகப் பாய்ந்து செல்லும் கதிர்கள். இவை எதிர் மின்னேற்றம் கொண்டவை. இவற்றை எலெக்ட்ரான் கற்றைகள் எனக் கருதுகிறோம். β-கதிர்கள் அளவில் மிகச் சிறியதாக இருப்பதாலும், ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்றிருப்பதாலும், தாங்கள் செல்லும் ஊடகத்தின் வழியாக, α - கதிர்களைக் காட்டிலும் அதிக அளவு வேகமாக ஊடுருவிச் செல்கின்றன. இவை செல்லும் ஊடகத்திலுள்ள வாயுக்களை அயனியாக்குவதில்லை. இவற்றின் அயனியாக்கும் தன்மை α - துகள்களைவிடக் குறைவு. இவை பல சென்டிமீட்டர் அளவு அலுமினியத் தகட்டினுள் பாய்ந்து செல்கின்றன.

3. காமாக் கதிர்கள் (γ - துகள்கள்)

இவை மின்னேற்றமற்றவை. இவை மின் அல்லது காந்தப் புலத்தினால் விலக்கம் அடைவதில்லை. இவை X-கதிர்களுடன் ஒப்பிடப்படுகின்றன. காமாக் கதிர்களின் அலைவு நீளம் (wave length) குறைவாக உள்ளது. காமாக் கதிர்கள் ஒளியின் வேகத்தில் செல்கின்றன. γ-கதிர்கள், மற்ற இரு கதிர்களைக் காட்டிலும் அதிக அளவு பொருள்களின் ஊடே பாய்ந்து செல்கின்றன. இவற்றால் பல சென்டி மீட்டர்கள் அளவு லெட் உலோகத்தின் ஊடே பாய்ந்து செல்ல முடியும். இவற்றின் அயனியாக்கும் சக்தி மிகக் குறைவு.

ருதர்ஃபோர்டு என்ற விஞ்ஞானி, கதிரியக்கத் தனிமங்களின் உட்கருக்கள் நிலையற்றவை என்றும், அவை α அல்லது β-கதிர்களை வெளியிட்டுத் தாமாகச் சிதைவடைகின்றன

என்றும், தமது கருத்தை வெளியிட்டார். இத்தகைய சிதைவு வினை முடிவில் ஒரு நிலையான வினைபொருள் உண்டாகும் வரையில் தொடர்ந்து நடைபெறும். இவ்வாறு முடிவில் உண்டாகும் வினைபொருள் லெட்டின் ஐசோடோப்பாக இருக்கும்.

கதிரியக்கத் தனிமம் ஓர் ஆல்ஃபாத் துகளை வெளியிட்டால் கிடைக்கும் வினைபொருளின் மின்னேற்றம் இரண்டு அலகு குறைந்தும், எடை நான்கு அலகு குறைந்தும் காணப்படுகிறது. இதனால் இப் புதிய வினைபொருள் தனிமவரிசை அட்டவணையில் இரண்டு இடங்கள் பின்னோக்கிச் செல்கிறது. பீட்டாக் கதிர் வெளியிடப்பட்டால் கிடைக்கும் வினைபொருளின் எடையில் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை. ஆனால், அதன் மின்னேற்றம் ஓர் அலகு அதிகரிக்கிறது. இதனால், தனிம வரிசை அட்டவணையில் முன்னோக்கி நகர்ந்து ஓர் உயர்ந்த தொகுதியைப் பெறுகிறது. காமாக் கதிர்கள் வெளியேறுவதால் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை இம் மாற்றங்களை விளக்குகிறது.

வெளியிடப்படும் துகள்	அணு எண்	நிறை எண்
ஆல்ஃபாத் துகள்	இரண்டு அலகு குறைகிறது	நான்கு அலகு குறைகிறது
பீட்டாத் துகள்	ஓர் அலகு அதிகரிக்கிறது	மாற்றமில்லை
காமாத் துகள்	மாற்றமில்லை	மாற்றமில்லை

இவ்வாறு கதிரியக்கத் தனிமம் ஒன்றிலிருந்து ஓர் ஆல்ஃபாத் துகள் அல்லது பீட்டாத் துகள் வெளிவிடப்படுவதால், புதியதொரு தனிமம் உண்டாகிறது. இம் முறையில் ஒரு தனிமம் மற்றொன்றாக மாறும் பண்புக்குத் **தனிம மாற்றம்** எனப் பெயர்.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை கதிரியக்கக் கதிர்களின் பண்புகளை ஒப்பிட்டுக் காட்டுகிறது.

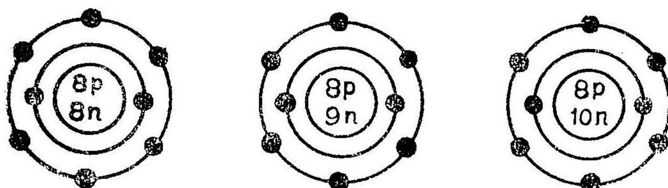
கதிரியக்கக் கதிரின் பண்புகளை ஒப்பிடல்

கதிர்கள்	மின காந்தப் புலத்தின் வினை	ஒளியின் வேகத்துடன் ஒப்பிடல்	ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மை	அயனியாக்கும் தன்மை	சிங்க் சல்ஃபைடு	ஒளிப்படத் தகடு
α-கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுகிறது	ஒளியின் வேகத்தில் $\frac{1}{10}$ பங்கு	மிதம்	அதிகம்	தகட்டை ஒளிரச் செய்கிறது	தகடு பாதிக்கப் படுகிறது
β-கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுகிறது	30%- லிருந்து 100% வரை மாறுகிறது	α- துகள்களை விட 100 பங்கு அதிகம்	குறைவு	ஒளிரச் செய்தல் குறைவு	அதிக அளவு பாதிக்கப் படுகிறது
γ-கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுவதில்லை	ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்றுள்ளன	மிக அதிகம்	மிகக்குறைவு	ஒளிரச் செய்தல் குறைவு	குறைந்த அளவுபாதிக்கப் படுகிறது

ஐசோடோப்புகள்

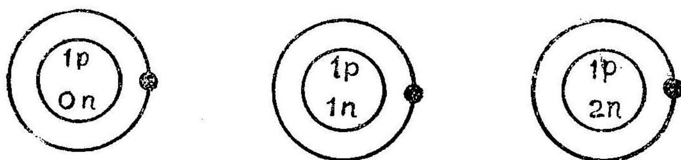
ஆக்ஸிஜன் மூன்றுவித அணுக்களைப் பெற்றிருக்கிறது. இவை 16, 17, 18 என்ற நிறைஎண்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் அணு எண்கள் சமமாக உள்ளன (8). இவற்றின் அணு எண்கள் சமமாக உள்ளதால், இத் தனிம அணுக்களில் சம எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் இருக்கின்றன. இவற்றின் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபட்டிருக்கிறது. முறையே 8, 9, 10 நியூட்ரான்கள் உள்ளன. ஆக்ஸிஜனின் இம் மூன்று அணுக்களுக்கும் ஐசோடோப்புகள் எனப் பெயர்.

ஆக்ஸிஜனின் ஐசோடோப்புகள் கீழ்க்கண்டவாறு புரோட்டான், எலெக்ட்ரான் ஆகியவற்றைப் பெற்று, நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் மாறுபட்டு விளங்குகின்றன.



படம் 2

ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள் கீழ்க்கண்ட அமைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன.



படம் 3

சில தனிமங்கள் ஐசோடோப்புகளிலுள்ள புரோட்டான்களின் (p) எண்ணிக்கை, எலெக்ட்ரான்களின் (e) எண்ணிக்கை நியூட்ரான்களின் (n) எண்ணிக்கை ஆகியவற்றை அடுத்த பக்க அட்டவணை விளக்குகிறது

தனிமம்	ஐசோடோப்பு	நிறை எண் (A)	அணு எண் (Z)	புரோட்டான் எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கை	நியூட்ரான்களின் எண்
ஹைட்ரஜன்	H^1	1	1	1	0
	H^2	2	1	1	1
	H^3	3	1	1	2
கார்பன்	C^{12}	12	6	6	6
	C^{13}	13	6	6	7
	C^{14}	14	6	6	8
ஆக்ஸிஜன்	O^{16}	16	8	8	8
	O^{17}	17	8	8	9
	O^{18}	18	8	8	10
குளோரின்	Cl^{35}	35	17	17	18
	Cl^{37}	37	17	17	20
	Cl^{39}	39	17	17	22
யுரேனியம்	U^{234}	234	92	92	142
	U^{235}	235	92	92	143
	U^{238}	238	92	92	146

இயற்கையில் கிடைக்கும் யுரேனியம் (அணு எண் 92) 238 என்ற நிறை எண்ணைப் பெற்றுள்ளது. இதனுடன் சிறிதளவு நிறை எண் 235 உள்ள ஐசோடோப்பும் கலந்துள்ளது. U^{235} சிறந்த கதிரியக்கத் தனிமமாக விளங்குகிறது.

ஒரு தனிமத்தின் வேதிப் பண்புகள் அத் தனிமத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்துள்ளன. ஐசோடோப்புகள் யாவும் சமமான அணு எண்களைப் பெற்றிருப்பதால், இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள் ஒரே மாதிரியாக உள்ளன. அதனால், ஐசோடோப்புகள் வேதிப் பண்புகளில் மாறுவதில்லை. இவற்றின் நிறைஎண்கள் வேறுபட்டிருப்பதால், பௌதிக முறைகளைப் பயன்படுத்தித்தான் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்கமுடியும்.

எல்லாத் தனிமங்களும் ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. இயற்கையில் காணப்படும் சில தனிமங்கள், பல ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாக உள்ளன. இத் தனிமங்களின் அணு எடைகள், இவற்றின் ஐசோடோப்புகளின் எடைகளின் சராசரியாகும். ஒவ்வோர் ஐசோடோப்பின் எடையும், அது கிடைக்கும் அளவுக்கேற்ப மாறும். இதனால் தான் பல தனிமங்கள் பின்ன அணு எடைகளைக் கொண்டுள்ளன.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை உதாரணங்களுடன் விளக்குக :

   (1) ஐசோடோப்பு, (2) அணு எண், (3) நிறை எண்.

2. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் படங்களின் மூலம் விளக்கிக் காட்டுக :

   (a) ஆர்கான்; (b) காப்பர்; (c) அயர்ன்; (d) சல்ஃபர்; (e) குளோரின்; (f) சிலிக்கன்; (g) பாஸ்ஃபரஸ்; (h) அலுமினியம்; (i) மக்னீசியம்; (j) நியான்.

3. கதிரியக்கம் என்றால் என்ன? கதிரியக்கத் தனிமங்கள் வெளிவிடும் மூன்றுவகைக் கதிர்களின் பண்புகளை விளக்கிக் கூறு.

4. ஐசோடோப்புகள் என்றால் என்ன? கீழ்க்கண்ட தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளின் அமைப்பை விவரி:

   (a) ஹைட்ரஜன் (H^1, H^2, H^3); (b) குளோரின் (Cl^{35}, Cl^{37}, Cl^{39}); (c) கார்பன் (C^{12},C^{13},C^{14}); (d) ஆக்ஸிஜன் (16,17,18,)

3. ஈதல் பிணைப்பு

(Co-ordinate Bond)

மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிராத தனிமங்கள், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடைவதற்குப் பல வழிகளில் முயலுகின்றன. பிணைப்பில் ஈடுபடும் இரு தனிம அணுக்களும் தங்களுக்குள் எலெக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்துகொண்டு சமவலுப் பிணைப்பை உண்டாக்குகின்றன. இவ்வகைப் பிணைப்பு உண்டாகும்போது பிணைப்பிற்குத் தேவையான இரு எலெக்ட்ரான்களும் இரு தனிம அணுக்களிலிருந்தும் கிடைக்கின்றன. சமவலுப் பிணைப்பில் மற்றொரு வகையும் உள்ளது.

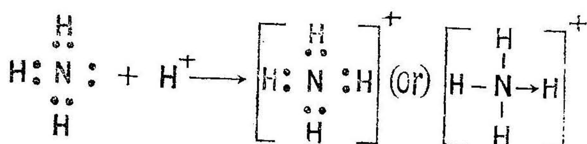
இப் பிணைப்பு உண்டாகும்போது எலெக்ட்ரான்கள் பகிர்ந்து கொள்ளப்படுகின்றன. ஆனால், பிணைப்பிற்குத் தேவையான இரு எலெக்ட்ரான்களையும் ஒரே அணு வழங்குகிறது. இப் பிணைப்பும் சமவலுப் பிணைப்பை ஒத்ததே. கூடும் இரு அணுக்களில் ஒன்றுமட்டும், பிணைப்பில் பங்கு பெறாத தனது ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களை மற்றோர் அணுவுடன் பகிர்ந்து கொள்கிறது. இவ்வாறு உண்டாகும் பிணைப்பை **ஈதல் பிணைப்பு** என்கிறோம். ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களை வழங்கக்கூடிய நிலையிலுள்ள ஓர் அணுவிற்கும், ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றால் எட்டு எலெக்ட்ரான் விதியைப் பூர்த்தி செய்யும் நிலையில் உள்ள ஓர் அணுவிற்கும் இடையே, இவ்வகைப் பிணைப்பு நிகழ்கிறது. இரு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் தனிம அணு **வழங்கி** (donor) என்றும், இவ்விரு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் தனிம அணு **வாங்கி** (acceptor) என்றும் வழங்கப் படுகின்றன. இதனைக் குறித்துக்காட்ட ⟶ என்ற குறியைப் பயன்படுத்துகிறோம்.

ஈதல் பிணைப்பு உண்டாவதற்கு ஒரு முக்கியமான நிபந்தனை, பிணைப்பில் ஈடுபடும் இரு தனிம அணுக்களில் ஒன்று ஒரு ஜோடி

தனி இணை (lone pair) எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் என்பதாகும்.

அமோனியம் அயனி $(NH_4)^+$ உண்டாதல்

அமோனியா மூலக்கூறில் நைட்ரஜனில் கடைசிச் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள ஐந்து எலெக்ட்ரான்களில் மூன்று எலெக்ட்ரான்கள், மூன்று நைட்ரஜன் அணுக்களுடன் மூன்று சமவலுப் பிணைப்பு உண்டாவதற்குப் பயன்படுகின்றன. பிணைப்பில் ஈடுபடாத மீதமுள்ள இரு எலெக்ட்ரான்கள் தனி இணை (lone pair) எலெக்ட்ரான்கள் எனப்படுகின்றன.



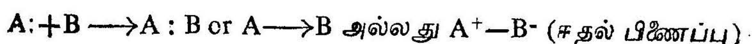
படம் 4

ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனி (தன்னுடைய ஒரே எலெக்ட்ரானை இழந்த ஹைட்ரஜன் அணு அமோனியா மூலக்கூறுடன் கீழ்க் கண்டவாறு இணைந்து) அமோனியம் அயனியை (NH_4^+) உண்டாக்குகிறது. H^+ நைட்ரஜனால் அளிக்கப்படும் தனி இணை எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் (ஹீலியம் அமைப்பை) பெறுகின்றது. நைட்ரஜனுக்கும் ஹைட்ரஜன் அயனிக்குமிடையே ஈதல் பிணைப்பு உண்டாகிறது. இத்தகைய பிணைப்பு ஏற்படும்போது நைட்ரஜனின் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்புப் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஹைட்ரஜன் ஹீலியத்தின் அமைப்பை அடைகிறது. அமோனியம் அயனியில் நைட்ரஜன் வழங்கியாகவும், ஹைட்ரஜன் அயனி வாங்கியாகவும் இருக்கின்றனை. ஈதல் பிணைப்பு சமவலுப் பிணைப்பை ஒத்திருந்தாலும், அயனிப் பிணைப்பில் ஏற்படுவது போல், எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு தனிம அணுவிலிருந்து மட்டுமே வினையில் பங்கு பெறுகின்றன.

சமவலுப் பிணைப்புக்கும் ஈதல் பிணைப்புக்கும் உள்ள வேறுபாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்.



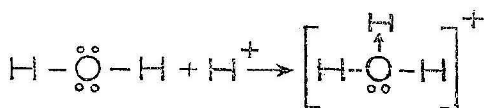
A.+.B ⟶ A : B or A—B (சமவலுப் பிணைப்பு)



A:+B ⟶ A : B or A⟶B அல்லது A^+—B^- (ஈதல் பிணைப்பு)

ஹைட்ராக்ஸோனியம் அயனி (H_3O^+)

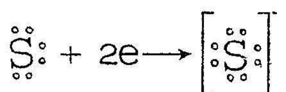
எல்லா அமிலங்களின் நீர்க்கரைசல்களில் இவ் வயனி காணப்படுகிறது. இவ் வயனி உண்டாவதைக் கீழ்க்கண்ட வாறு விளக்கலாம்.



படம் 5

சல்ஃபேட் அயனி (SO_4^{--}) உண்டாதல்

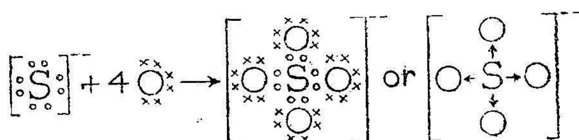
சல்ஃபைடு அயனியுடன் நான்கு ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் சேர்ந்து ஈதல் பிணைப்பின்மூலம் சல்ஃபேட் அயனியைத் தோற்றுவிக்கின்றன.



படம் 6 (1)

மூலக்கூறுகளின் வடிவ அமைப்புகள் (Shapes of Molecules)

சகப் பிணைப்பு மூலக்கூறுகள் குறிப்பிட்ட வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளன. மூலக்கூறுகளில் பிணைப்புகளிடையே காணப் படும் கோணங்கள் இவற்றின் வடிவங்களை நிர்ணயிக்கின்றன.



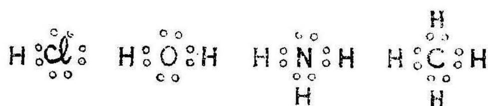
படம் 6 (2)

HCl, H_2O, NH_3, CH_4 ஆகிய சேர்மங்களின் வடிவமைப்புகளை ஆராய்வோம். H_2O. NH_3 CH_4 இந்த மூன்று மூலக்கூறுகளும் ஒத்த எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. அதாவது இவற்றி லுள்ள மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமமாகும்.

இவை ஒவ்வொன்றிலும் 10 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. H_2O (8+2), NH_3 (7+3), CH_4 (6+4). எனவே, இம் மூலக்கூறுகள் ஒத்த வடிவைப் பெற்றிருக்கவேண்டும் என்பது தெளிவாகிறது.

ஒரு மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு, அதன் நடு அணுவின் கடைசிச் சுற்றுப்பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருக்கிறது. மேலே குறிப்பிட்ட மூலக்கூறுகள் எல்லாவற்றிலும் நடு அணுவின் கடைசிச் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை எட்டு ஆகும். மீத்தேனைத்தவிர மற்றச் சேர்மங்களில் இவ்வெட்டு எலெக்ட்ரான்களும் பிணைப்பில் ஈடுபட்டுப் பகிர்ந்துகொள்ளப்படுவதில்லை.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை இச் சேர்மங்களின் பிணைப்பில் ஈடுபடும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும், பிணைப்பில் பங்கு பெருத தனி இணை எலெக்ட்ரான்களையும் காட்டுகிறது.

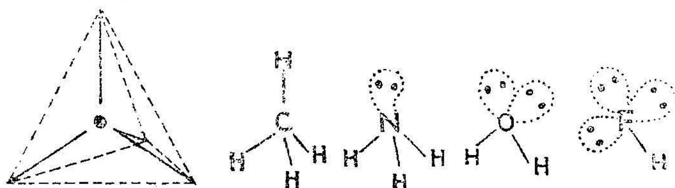


படம் 7

எண்	மூலக்கூறு	தனி இணை எலெக்ட்ரான்கள்	பிணைப்பிலுள்ள எலெக்ட்ரான் இணைகள்	மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு
1	HCl	3	1	நேர்கோட்டு வடிவம்
2	H_2O	2	2	வளைந்த அமைப்பு
3	NH_3	1	3	பிரமிட்
4	CH_4	0	4	நான்முகி அமைப்பு

மேற்கூறிய மூலக்கூறுகளின் அமைப்புகளை அவற்றின் தனி இணை எலெக்ட்ரான்களைக் (lone pair of electrons) கணக்கில் கொண்டு பார்க்கும்பொழுது இம் மூலக்கூறுகள் யாவும்

நான்முகி வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ளன எனக் கருதலாம். இவற்றில் கார்பன், ஆக்ஸிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் நான்முகியின் நடுவில் அமைந்துள்ளன. நைட்ரஜன் அணுக்கள் அல்லது தனி இணை எலெக்ட்ரான்கள் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும் அமைந்துள்ளன. இச் சேர்மங்களின் நான்முகி வடிவமைப்புகளைக் கீழ்க்கண்ட படங்கள் விளக்குகின்றன.



படம் 8

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl)

இம் மூலக்கூறில் அதிக அளவு சகப்பிணைப்புத் தன்மையும், சிறிது முனைவுத் (polar) தன்மையும் காணப்படுகின்றன. அரை குறையான அயனித் தன்மைக்கு முனைவுத் தன்மை எனப் பெயர். HCl மூலக்கூறில் இரண்டே அணுக்கள் இருப்பதால் இது நேர்கோட்டு வடிவத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. இம் மூலக் கூறில் உண்டாகும் பிணைப்பிற்கு ஹைட்ரஜன் ஓர் எலெக்ட் ரானையும், குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானையும் வழங்குகிறது. இம் மூலக்கூறில் இரு அணுக்களுக்கும் இடையே உள்ள தூரம் 1.28×10^{-8} செ.மீ. ஆகும்.



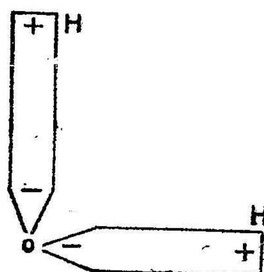
படம் 9

மூன்று தனி இணை எலெக்ட்ரான் ஜோடிகளும், குளோரினை மையமாகக்கொண்ட நான்முகியின் மூன்று பக்கங்களிலும் அமையவேண்டும்.

நீர் மூலக்கூறு (H_2O)

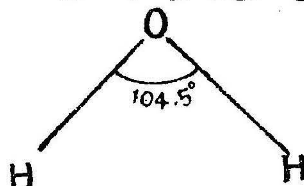
நீர் மூலக்கூறில் மூன்றணுக்கள் உள்ளன. இவற்றில் ஆக்ஸிஜன் அணு நடுவிலும், அதன் இருபக்கங்களிலும் இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் இணைந்துள்ளன. ஆக்ஸிஜன் இரு

ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் சேரும்போது அதன் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் ஒன்றற்கு ஒன்று செங்குத்தான திசைகளில் இருந்து வருகின்றன.



படம் 10

ஆகவே, H—O—H மூலக்கூறில் O—H என்ற இரு பிணைப்புகளுக்கு இடையே சரியாக 90° இருக்கவேண்டும். சோதனை மூலம், நீர் மூலக்கூறில் இரு பிணைப்புகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட கோண அளவில் உள்ளன என்றும், கோணத்தின் அளவு 104·5° என்றும் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இக் கருத்துப்படி நீர் மூலக்கூறு கீழ்க்காணும் வளைந்த வடிவமைப்பைப் பெற்றிருக்கவேண்டும் என்பது புலனாகிறது. இதற்குக் காரணம்



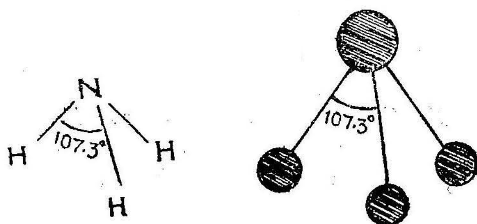
படம் 11

ஒன்றை ஒன்று வெறுத்துத் தள்ளுகிற, பிணைப்பில் பங்குபெறாத எலெக்ட்ரான்கள் நான்கு, ஆக்ஸிஜனைச் சுற்றி இருப்பதேயாகும். இவ் வெலெக்ட்ரான்கள் வெறுத்துத் தள்ளுவதால் கோணம் 90°-லிருந்து 104·5° ஆக விரிந்து அதிகரித்துக் காணப்படுகிறது.

அமோனியா (NH_3)

இம் மூலக்கூறில் நைட்ரஜன் அணு நடுவிலும், மூன்று ஹைட்ரஜன அணுக்கள் நான்முகியின் மூன்று மூலைகளிலும் அமைந்துள்ளன. தனி இணை எலெக்ட்ரான் ஜோடி நான்காவது மூலையில் உள்ளது. தனி இணை எலெக்ட்ரான்

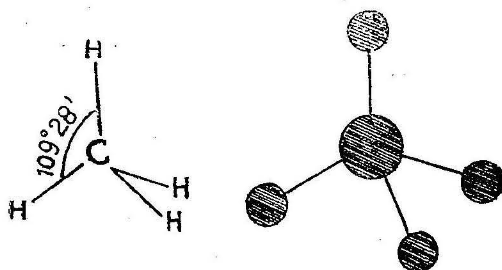
ஜோடியைத் தவிர்த்து, இவ் வமைப்பை ஆராய்ந்தால், இம் மூலக்கூறு பிரமிட் வடிவத்தைப் பெற்றிருப்பது விளங்கும். இவ் வமைப்பில் நைட்ரஜன் அணு பிரமிட்டின் உச்சியிலும், மற்ற மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் அடிப்பாகத்தில் மூன்று மூலைகளிலும் உள்ளன. ஏதாவது இரு பிணைப்புகளுக்கிடையே யுள்ள கோணம் 107·3° ஆகும். அமோனியா மூலக்கூறில் மூன்று ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் மட்டும்தாம் பிணைப்பில் பங்குபெறுகின்றன. தனித்த ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் சிறிது முனைவுடன் உள்ளன. எனவே, இங்குப் பிணைப்புக் கோணம் நான்முகிப் பிணைப்புக் கோணத்தைவிடச் சிறிது குறைவாக உள்ளது. அதாவது நான்முகியின் கோணமான 109°28′ விடக் குறைவான 107°ஐப் பெற்றிருக்கிறது.



படம் 12

மீத்தேன் (CH_4)

இம் மூலக்கூறில் நான்கு சமமான ஒத்த C—H பிணைப்புகள் உள்ளன. பௌதிக ஆய்வுகளின் வாயிலாகக் கண்டறிந்த முடிவுகள் மீத்தேன் மூலக்கூறில் நான்கு அணுக்களும் ஒரே தளத்தில் அமைந்திருக்கவில்லை எனக் காட்டுகின்றன.



படம் 13

மீத்தேன் ஒரு முனைவிலா மூலக்கூறு. இது ஒரு நான் முகியின் வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. இவ் வமைப்பில் கார்பன் அணு நான்முகியின் நடுவிலும், நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும் அமைந்து உள்ளன. ஏதாவது இரு பிணைப்புகளுக்கிடையே உள்ள கோணம் 109° 28′ ஆகும்.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்ட மூலக்கூறுகளின் வடிவமைப்புகளை எழுதுக:

   (a) நீர்; (b) அமோனியா; (c) மீத்தேன்; (d) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

2. கீழ்க்கண்டவற்றின் அமைப்புகளை எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டு எழுதுக:

   (i) சோடியம் குளோரைடு; (ii) சல்ஃபைடு அயனி;

   (iii) சல்ஃபேட் அயனி; (iv) ஹைட்ரோனியம் அயனி;

   (v) அமோனியம் அயனி.

3. இணைதிறனைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரான் கோட்பாட்டை விளக்குக.

4. ஈதல் பிணைப்பு என்றால் என்ன? உதாரணங்களுடன் விளக்குக.

4. வாயுக்கள்

(Gases)

பொருள் திண்மம், நீர்மம், வாயு நிலைகளில் அமைந்துள்ளது. திண்மங்களுக்குக் குறிப்பிட்ட உருவம், கனபரிமாணம், அமைப்பு ஆகியவை உண்டு. நீர்மங்களுக்கும் குறிப்பிட்ட கன அளவு உண்டு. ஆனால், அவைகளுக்கெனத் தனிப்பட்ட உருவம் கிடையாது. வாயுக்களுக்குத் தனிப்பட்ட உருவம், கன அளவு இரண்டும் கிடையாது. வாயுக்களின் பொதுவான பண்புகள் சிலவற்றைக் கீழே காணலாம்.

(1) வாயுக்கள் தங்களுக்கெனத் தனிப்பட்ட உருவம், கன அளவு ஆகியவற்றைப் பெற்றிருப்பதில்லை. இவை எல்லாப் பக்கங்களிலும் பரவும் தன்மை பெற்றிருக்கின்றன. ஆனால், ஒரு கொள்கலத்தில் அடைக்கப்பட்டிருக்கும் வாயு, கலம் முழுவதும் ஒரே சீராகப் பரவும் பண்பைப் பெற்றிருக்கின்றது. இவ்வாறு குறிப்பிட்ட கனஅளவில் வாயு மூலக்கூறுகள் பரவும் பண்புக்கு **விரவுதல்** (diffusion) எனப் பெயர்.

(2) பொதுவாக வாயுக்களும் ஆவிகளும் குறைந்த அடர்த்தியைப் பெற்றிருக்கின்றன.

(3) வாயுக்கள் முழுவதும் சமச்சீராக உள்ளவை.

(4) வாயுக்கள், அவை அடைக்கப்பட்டிருக்கும் கொள்கலத்தின் சுவர்களில் அழுத்தத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

(5) வாயுக்கள் ஒன்றோடொன்று நன்கு கலக்கின்றன.

(6) எல்லா வாயுக்களும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையான நிலைமாறு வெப்பநிலைக்குக் கீழே, அதிக அழுத்தத்தில் நீர்மமாக்கப்படுகின்றன.

ஒரு பொருளின் கனஅளவு அதன் அழுத்தத்தையும், வெப்பநிலையையும் பொறுத்துள்ளது. ஆனால், நீர்மங்கள், திண்மங்கள் ஆகியவற்றின் கனஅளவு, அழுத்தம், வெப்பநிலையுடன் அதிகமாக மாறுவதில்லை. எனவே, இவற்றின் அளவை, மோல்களின் எண்ணிக்கையாகக் கூறுவதற்குக் கனஅளவு மட்டும் தெரிந்தால் போதும். ஆனால், வாயுக்களின் அளவைக் குறிப்பிட அழுத்தம், வெப்பநிலைபோன்ற காரணக்கூறுகளும் அவசியமாகின்றன.

ஒரு பொருளின் வெப்பநிலை, அப் பொருளின் வெப்பம் செல்லும் திசையைக் குறிக்கிறது. பொதுவாக, வெப்பம் சூடான அல்லது வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ள இடத்திலிருந்து, குளிர்ந்த அல்லது வெப்பநிலை குறைவான இடத்திற்குப் பாய்ந்து செல்கிறது.

வெப்பநிலை வெப்பம் செல்லும் திசையைக் குறிப்பதுபோல், அழுத்தம் பொருண்மை பரவும் திசையைக் குறிக்கிறது. அழுத்தம் என்பது ஓர் அலகு பரப்பளவிலுள்ள விசை (force per unit area) என்று வரையறுக்கப்பட்டுள்ளது. அழுத்தத்தின் அலகு டைன்கள் / சதுர செ.மீ. ஆகும்.

வாயுக்களில் அழுத்தம், கனஅளவு, வெப்பநிலை போன்ற காரணக்கூறுகளின் மாற்றங்களால் ஏற்படும் விளைவுகளை விளக்கப் பல விதிகள் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன.

பாயில் விதி (Boyle's Law)

ஒரு வாயுவின் கனஅளவிற்கும், அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பை பாயில் விதி விளக்குகிறது. இவ் விதியின்படி நிலையான (மாறாத) வெப்பநிலையில், ஒரு 'குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு அதன் அழுத்தத்துடன் தலைகீழ் விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது.'

குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு $= V$, அதன் அழுத்தம் $= P$, நிலையான வெப்பநிலை $= t°C$ ஆக இருந்தால் பாயிலின் விதிப்படி

$$V \propto \frac{1}{p} \quad \text{அல்லது} \quad V = \frac{K}{P}$$

இங்கு K என்பது மாறிலி (Constant)

$$\therefore PV = K \text{ (மாறிலி)}$$

எனவே, நிலையான வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம், கனஅளவு ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத்

தொகை ஒரு மாறிலியாகும். ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவிற்கு P_1 அழுத்தத்தில் கனஅளவு $= V_1$ ஆகவும், P_2 அழுத்தத்தில் கனஅளவு $= V_2$ ஆகவும் இருந்தால்,

$$P_1V_1 = P_2V_2 = K \text{ (மாறிலி)}$$

கணக்கு

15 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் 4 லிட்டர் கனஅளவைப் பெற்றிருக்கும் ஒரு வாயு 20 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் அடைத்துக் கொள்ளும் கனஅளவைக் கணக்கிடுக.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$15 \times 4 = 20 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{15 \times 4}{20} = 3 \text{ லிட்டர்}$$

சார்லஸ் விதி (Charle's Law)

இவ் விதி, ஒரு வாயுவின் கனஅளவிற்கும், வெப்பநிலைக்கும் உள்ள தொடர்பைக் காட்டுகிறது. இவ் விதியின்படி,

'நிலையான அழுத்தத்தில், 0°C வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒவ்வொரு °C (degree Centigrade) வெப்பநிலை உயர்விற்கும் 1/273 பங்கு அதன் கனஅளவில் உயர்வு காணப்படும்.'

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு 0°C-ல் V_0 எனவும், t°C-ல் V எனவும் கொள்வோம். சார்லஸ் விதிப்படி நிலையான அழுத்தத்தில்,

$$1°C \text{ உயர்வின்போது கன அளவு} = V_0 + V_0 \times \frac{1}{273}$$

$$2°C \text{ உயர்வின்போது கனஅளவு} = V_0 + V_0 \times \frac{2}{273}$$

$$t\,°C \text{ உயர்வின்போது கனஅளவு} = V = V_0 + V_0 \times \frac{t}{273}$$

$$= V_0\left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

$$V = V_0\left(\frac{273 + t}{273}\right)$$

வெப்பநிலை $t = -273°C$ ஆக இருந்தால்

$$V = V_0\left(\frac{273 - 273}{273}\right) = 0$$

எனவே, நிலையான அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவைக் குளிரவைத்தால் $-273°C$-ல் அதன் கனஅளவு பூஜ்யமாகிறது. இதுபோலவே, நிலையான கன அளவில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவைக் குளிரவைத்தால் $-273°C$-ல் அதன் அழுத்தமும் பூஜ்யமாகிறது என அறிகிறோம். எனவே, ஒரு வாயுவின் கன அளவைக் குறிக்கும் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலை $-273°C$ எனத் தெரிகிறது. இந்த வெப்பநிலையைச் சூனிய வெப்பம் (Absloute zero) என்கிறோம்.

தனி வெப்ப அளவை (Absolute scale of temperature)

இம்முறை வெப்ப அளவையில் $-273°C$ பூஜ்ய அளவாக உள்ளது. இதற்குத் தனி வெப்ப அளவை எனப் பெயர். தனி வெப்ப அளவையை °A அல்லது °K என்ற குறியீட்டால் குறிக்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக $-273°C = 0°A$. சதாம்ச அளவை (centigrade scale) தனி வெப்ப அளவிற்கு மாற்ற, சதாம்ச அளவுடன் 273 ஐக் கூட்ட வேண்டும். சான்றாக $t°C$ வெப்பநிலை தனி வெப்பஅளவில் $(273 + t°A)$ என ஆகிறது. சதாம்ச வெப்பநிலையை $t°$ என்றும், தனி வெப்பநிலையை $T°$ என்றும் கொண்டால்

$$T = 273 + t$$

சார்லஸ் விதிப்படி

$$V = V_0\left(\frac{273 + t}{273}\right)$$

$$= \frac{V_0 \times T}{273} \qquad (273 + t = T)$$

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவிற்கு நிலையான அழுத்தத்தில் $\frac{V_0}{273}$ எப்போதும் நிலையானதாக இருக்குமாதலால்,

$$V = KT \text{ அல்லது } V \propto T$$

ஆகவே, சார்லஸ் விதிக்குக் கீழ்க்கண்ட முறையிலும் வேறு விதமாக வரைவிலக்கணம் கூறலாம்.

'நிலையான அழுத்தத்தில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு அதன் தனி வெப்ப அளவுடன் நேர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கும்.'

இதைப்போலவே, அழுத்தத்திற்கும் வெப்பநிலைக்குமுள்ள தொடர்பையும் விளக்கலாம். 'கனஅளவு மாறாதிருக்கும்போது ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் அதன் தனி வெப்ப அளவுடன் நேர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கும்.'

$$P \propto T \text{ (V மாறிலியாக இருக்கும்போது)}$$

$$\text{அல்லது } P = \text{மாறிலி} \times T.$$

$$\text{,,} \quad \frac{P}{T} = \text{மாறிலி}.$$

கணக்கு

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள கார்பன் டை ஆக்ஸைடு 27°C வெப்பநிலையில் 600 c·c கனஅளவைப் பெற்றுள்ளது. 7°C வெப்பநிலையில் அழுத்தம் மாறாதிருந்தால் அதன் கன அளவு என்ன ?

$$\text{மாறாத அழுத்தத்தில் } \frac{V}{T} \text{ ஒரு மாறிலியாகும்.}$$

$$\text{அதாவது } \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \qquad V_1 = 600 \text{ c·c}$$

$$T_1 = (273 + 27)°\text{A}$$

$$= 300°\text{A}$$

$$\frac{600}{300} = \frac{V_2}{360} \qquad T_2 = (273 + 87)\,^\circ A$$

$$V_2 = \frac{600 \times 360}{300} = 720 \text{ c.c} \qquad = 360^\circ A$$

குறிக்கோள் நிலை (சீர்மைநிலை) வாயுவிற்குரிய விதி (The ideal gas law)

பொதுவான வாயுச் சமன்பாடு (The General Gas Equation): பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி இரண்டையும் இணைத்து, ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கனஅளவு, அழுத்தம், வெப்பநிலை இம் மூன்றுக்கும் உள்ள தொடர்பை விளக்கும் வகையில் ஒரு பொதுவான வாயுச் சமன்பாடு நிறுவப் பட்டுள்ளது.

பாயில் விதிப்படி $V \propto 1/p$ (நிலையான வெப்பநிலையில்)
சார்லஸ் விதிப்படி $V \propto T$ (நிலையான அழுத்தத்தில்)
இரண்டு விதிகளையும் ஒன்றாக இணைத்தால் கிடைப்பது,

$$V \propto \frac{T}{P}$$

அல்லது $PV \propto T$ அல்லது $PV = KT$

இச் சமன்பாட்டில் K என்பது ஒரு மாறிலி. ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒரு வாயுவின் கனஅளவு, P_1 அழுத்தம், T_1 வெப்ப நிலையில் V_1 ஆகவும், P_2 அழுத்தம், T_2 வெப்பநிலையில் V_2 ஆகவும் இருந்தால்,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

கணக்கு

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயு 27°C வெப்பநிலை யிலும், 500 m.m. அழுத்தத்திலும், 400 c.c கனஅளவைப் பெற்றிருக்கிறது. 77°C-லும், 600 மி. மீ. அழுத்தத்திலும் அவ் வாயுவின் கனஅளவைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{400 \times 500}{300} = \frac{600 \times V_2}{350}$$

$$V_2 = \frac{400 \times 500}{300} \times \frac{350}{600} = 390 \text{ c. c.}$$

மேற்கண்ட வாயுக்களின் பொதுவான சமன்பாட்டிலுள்ள K-ன் மதிப்பு கீழ்க்கண்டவற்றைச் சார்ந்துள்ளது.

(i) வாயுவின் அளவு, (ii) P, V, T ஆகியவற்றின் அலகுகள்.

அவகாட்ரோ கருதுகோளைப் பயன்படுத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள வாயுவுக்குப் பொதுவான சமன்பாட்டை நிறுவலாம். அவகாட்ரோ கருதுகோளின்படி ஒரு மோல் (கிராம் மூலக்கூறு) அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும், ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் சம கன அளவான 22.4 லிட்டரைப் பெற்றிருக்கும். எனவே, ஒரு மோல் அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களுக்கும் K-ன் மதிப்பு மாறாத ஒன்றாகும். இச் சமன்பாடுகளில் Kஐ R என்பதால் பதிலீடு செய்யக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது.

$$PV = RT$$

இச் சமன்பாட்டில் R என்பது வாயு மாறிலி என வழங்கப்படுகிறது. எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் எடை ஒரு கிராமாக இருந்தால், மாறிலி Rஐ உரிமை வாயு மாறிலி (Specific gas constant) என்கிறோம். வாயுவின் எடை ஒரு கிராம் மூலக்கூறாக இருப்பின், மாறிலி Rஐ எல்லா வாயுக்களுக்கும் உரிய வாயு மாறிலி (Universal gas constant) அல்லது மோலார் வாயு மாறிலி என்கிறோம். R-ன் மதிப்பு எல்லா வாயுக்களுக்கும் ஒரே மாதிரியாக மாறாத எண்ணாக இருக்கும். ஒரு வாயுவின் அழுத்தம், கனஅளவு, தனி வெப்பநிலை ஆகிய மூன்றிற்கும் இடையே உள்ள தொடர்பை விளக்கிக் காட்டும் இச் சமன்பாட்டை ($PV = RT$) வாயுச் சமன்பாடு என்கிறோம்.

மேலும், ஒரு பொதுவான வாயுச் சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறும் எழுதலாம்.

$$PV = nRT.$$

இச் சமன்பாட்டில் n என்பது வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கையையும், P அதன் அழுத்தத்தையும், V வாயுவின் கன அளவையும், T அதன் தனி வெப்பநிலையையும் காட்டுகிறது.

R-ன் மதிப்பைக் கணக்கிடுதல்

$$R = \frac{\text{அழுத்தம்} \times \text{கன அளவு}}{\text{வெப்பநிலை}}$$

R-ன் மதிப்பு, $R = \frac{PV}{T}$ என்ற சமன்பாட்டிலிருந்து கணக்கிடப்படுகிறது. P-ன் மதிப்பை வளிமண்டல அழுத்தமாகவும், Vஐ லிட்டரிலும், Tஐ °A-லும் எடுத்துக்கொண்டால், **R-ன் மதிப்பு** லிட்டர் வளிமண்டல அழுத்தம் என்னும் அலகில் கிடைக்கிறது.

$P = 1$ வளிமண்டலம், $V = 22{\cdot}4$ லிட்டர்கள், $T = 273°$A

$R = \frac{PV}{T} = \frac{22{\cdot}4 \times 1}{273} = 0{\cdot}08205$ லிட்டர் - வளிமண்டலம்/டிகிரி/மோல்

P-ன் மதிப்பை டைன்கள்/சதுர சென்டிமீட்டரிலும், Vஐ c. c-லும் குறித்தால்,

$P = 76 \times 13{\cdot}6 \times 981$ டைன்கள்/சதுர. செ.மீ.

$V = 22{,}400$ c. c. $T = 273°$A

$$\therefore R = \frac{PV}{T} = \frac{76 \times 13{\cdot}6 \times 981 \times 22{,}400}{273}$$

$= 8{\cdot}314 \times 10^7$ எர்குகள்/டிகிரி / மோல்.

R-ன் மதிப்பைக் காலரிகளிலும் கூறலாம். இதன் மதிப்பு 1·987 அல்லது 2 காலரிகள் ஆகும். (1 காலரி $= 4{\cdot}184 \times 10^7$ எர்குகள்). எனவே, மோலார் வாயு மாறிலி Rஐக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்.

'ஒரு மோல் குறிக்கோள் நிலையிலுள்ள வாயுவின் வெப்பநிலையை 1டிகிரி சதாம்ச அளவு (one degree centigrade) உயர்த்துவதற்குத் தேவையான வெப்பத்தின் அளவு காலரிகளில் மோலார் வாயு மாறிலி R எனப்படுகிறது.'

பகுதி அழுத்தங்கள் பற்றிய டால்டனின் விதி
(Dalton's law of partial pressures)

ஒன்றோடொன்று வினைபுரியாத வாயுக்களைக் கொண்டிருக்கும் கலவைகளின் பண்பை டால்டனின் பகுதிஅழுத்த விதி விளக்குகிறது. ஒரு கலவையிலுள்ள வாயுவின் பகுதிஅழுத்தம் என்பது, அதே வெப்பநிலையில் அவ் வாயுமட்டும் கொள்கலனை அடைத்துக்கொண்டிருந்தால் அது ஏற்படுத்தும் அழுத்த மாகும். அதாவது இவ் வாயு, கலவை அடைத்துக்கொள்ளும் அதே கனஅளவை, அதே வெப்பநிலையில் பெற்றிருந்தால், அது ஏற்படுத்தும் அழுத்தம் பகுதிஅழுத்தமாகும். டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்.

'வாயுக்கள் கலந்த ஒரு வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம் கலவையில் உள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் (partial pressures) கூட்டுத்தொகைக்குச் சமமாகும்.'

ஒரு வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் P ஆகவும், அதிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் P_1, P_2 என்றும் இருந்தால், இவ் விதியின்படி

$$P = P_1 + P_2 + \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து ஓர் உண்மை வெளியாகிறது: வாயுக் கலவையிலுள்ள வாயுக்கள் ஒன்றோடொன்று வினைபடா திருந்தால், ஒவ்வொரு வாயுவின் அழுத்தமும், மற்ற வாயுவினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

டால்டனின் பகுதிஅழுத்த விதியைப் பின்வரும் எடுத்துக் காட்டால் விளக்கலாம். ஒரே கனஅளவுள்ள மூன்று குடுவைகள் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. இவற்றில் முதல் இரண்டு குடுவைகளில் முறையே ஹைட்ரஜன் வாயுவும், ஆக்ஸிஜனும் ஒரே வெப்பநிலையில் நிரப்பப்படுகின்றது. மூன்றாவது குடுவையில் அதே அளவு ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் இரண்டும் கலந்து எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. சான்றாக ஹைட்ரஜன் அழுத்தம் 5 செ.மீ. ஆகவும், ஆக்ஸிஜனின் தனியான அழுத்தம் 10 செ.மீ. ஆகவும், மூன்றாவது குடுவையிலுள்ள வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் 15 செ.மீ. ஆகவும் உள்ளது. இம் மொத்த அழுத்தம், ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகிய வாயுக்களின் பகுதிஅழுத்தங்களின் கூட்டுத்தொகைக்குச் சமமாகிறது.

சோதனைச்சாலையில் நீரின்மேல் ஒரு வாயு சேகரிக்கப் பட்டால், அவ் வாயு நீரின் ஆவியுடன் சேர்ந்து காணப்படுகிறது. இதனால், கணக்கிடப்பட்ட வாயுவின் அழுத்தம், உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தம், நீரின் ஆவிஅழுத்தம் ஆகிய இரண்டு அழுத்தங்களின் கூட்டுததொகையாகும். சோதனைச் சாலையில் சேகரிக்கப்பட்ட வாயுவின் அழுத்தம் P ஆக இருந்தால்,

$$P = P_1 + p$$

P_1 என்பது உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தத்தையும், p நீரின் ஆவியழுத்தத்தையும் (aqueous tension) குறிக்கிறது. எனவே, உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தம் $P_1 = (P - P)$ ஆகும்.

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை
(Kinetic theory of gases)

இதுவரையில் பார்த்த வாயு சம்பந்தமான விதிகள் எல்லாம் சோதனைகளின் அடிப்படையில் வாயுக்களின் பண்புகளை விளக்குவனவாக அமைந்துள்ளன. ஆனால், வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை, பல கோட்பாடுகளை (posulates) அடிப்படை யாகக்கொண்டு வாயுக்களின் தன்மைகளை விளக்கு வதாக இருக்கிறது. பெர்னுவ், கிளாசியஸ், மேக்ஸ்வெல், வாண்டர்வால் ஆகிய விஞ்ஞானிகள் வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையை விரிவாக்கி அளித்துள்ளார்கள்.

இயக்கப்பண்புக் கொள்கையின் முக்கியக் கோட்பாடுகள்

(1) எல்லா வாயுக்களும் மிக நுண்ணிய துகள்களான மூலக்கூறுகளால் ஆனவை. இவை ஒன்றோடு ஒன்று மோதும் பொழுதும், கலத்தில் சுவர்களில் மோதும்பொழுதும் ஆற்றல் மாற்றங்கள் நிகழ்வதில்லை. இவ்வகை மோதல்களை ஆற்றல் மாற்றமிலா மோதல்கள் (elastics collision) என்பர்.

(2) ஒரே வாயுவின் எல்லா மூலக்கூறுகளும் ஒத்த நிறை, ஒத்த பண்புடையன.

(3) வாயுவில் உள்ள மூலக்கூறுகள் எல்லாம் நிலையாக இல்லாமல் எல்லாத் திசைகளிலும் ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்குகின்றன (ramdom motion).

(4) இயக்கத்தின் போது, மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடொன்று மோதிக்கொள்கின்றன. ஆனால், மூலக்கூறுகள் நேர்கோட்டுப் பாதையில்தான் செல்கின்றன.

(5) மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடொன்று மோதிக்கொள்ளும் போதும், கொள்கலத்தின் சுவர்களின்மீது மோதும்போதும் அவற்றின் திசை மாறுகின்றது. மோதல்கள் உராய்வின்றி (elastic collisions) நிகழ்கின்றன. இதனால், வாயுவின் சராசரி ஆற்றல் மாறாமல் நிலையாக இருக்கிறது.

(6) வாயுவின் அழுத்தம், மூலக்கூறுகள் பாத்திரத்தின் சுவர்கள்மீது மோதுவதால் உண்டாகிறது.

(7) மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயுள்ள மூலக்கூறு விசைகள் (imfor moleculor forces) மிகமிகக் குறைவு. குறிப்பிடத்தக்க அளவு மூலக்கூறுகளுக்கிடையே கவர்ச்சி இல்லை. இதனால், மூலக்கூறுகள் கட்டுப்பாடின்றி இயங்கமுடிகின்றது.

(8) பாத்திரத்தின் கனஅளவோடு ஒப்பிடும்போது, மூலக்கூறுகளின் பருமன் புறக்கணிக்கத் தக்கது எனக் கொள்ளலாம். பாத்திரத்தின் முழுக் கொள்ளளவும் (entire space) மூலக்கூறுகளின் இயக்கத்திற்குக் கிடைக்கின்றன எனவும் கருதலாம்.

(9) வாயு மூலக்கூறுகள் தங்களின் இயக்கங்களினால் இயக்க ஆற்றலைப் (kinetic energy) பெற்றுள்ளன. ஒரு குறிப்பிட்ட காலத்தில் எல்லா மூலக்கூறுகளும் சமமான இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கவில்லை. ஒரு மூலக்கூறின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் (average kinetic energy) வாயுவின் தனி வெப்பநிலையுடன் (absolute temperature) நேர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது. வெப்பநிலை உயரும்போது மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலும் உயருகிறது. எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு மோல் அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும் சமமான சராசரி இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கவேண்டும்.

வினக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்கிக் கூறுக.

(a) பாயில் விதி; (b) சார்லஸ் விதி; (c) குறிக்கோள் நிலை வாயுச் சமன்பாடு; (d) மோலார் வாயு மாறிலி.

2. ஒரு வாயுவின் கன அளவு எங்ஙனம் அழுத்தம், வெப்ப நிலை ஆகியவற்றினுல் பாதிக்கப்படுகிறது.

3. பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி ஆகிய இரண்டையும் இணைத்து வாயுச் சமன்பாட்டை எவ்வாறு பெறுவாய்?

4. டால்டனின் பகுதிஅழுத்த விதி என்பது யாது? எடுத்துக்காட்டுகளுடன் இதை விளக்குக.

5. வாயுக்களின் இயக்கப்பண்புக் கொள்கையின் கோட்பாடுகள் யாவை?

5. திண்மங்களும் நீர்மங்களும்

பொருள் திண்ம, நீர்ம, வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளில் உள்ளது. இம் மூன்று நிலைகள் ஒவ்வொரு நிலையிலும் உள்ள பொருளின் துகள்களின் இயக்கமாறுபட்டால் உண்டாகின்றன. வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற சூழ்நிலைகளில் மாற்றங்கள் ஏற்படுத்துவதன்மூலம் பொருளை ஒரு நிலையிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எளிதாக மாற்றலாம்.

வாயு நிலைகளில் மூலக்கூறுகள் கட்டுப்பாடின்றித் தன்னிச்சையாக நகரும் தன்மை பெற்றுள்ளன. இம் மூலக்கூறுகள் அதிக வேகத்துடன் நகருகின்றன. சான்றாக, குளோரின் வாயு அறையின் ஒரு மூலையில் தயாரிக்கப்பட்டாலும், அதன் கார நெடி அறையின் எப்பகுதியிலும் காணப்படுகிறது.

நீர்மநிலையில் பொருள்களுக்குத் தனிப்பட்ட கன அளவு இல்லை. அவை வைக்கப்பட்டுள்ள பாத்திரத்தின் கன அளவைப் பெறுகின்றன. நீர்ம மூலக்கூறுகள் அடைத்துக் கொள்ளும் கன அளவு குறைவு. இம் மூலக்கூறுகள் குறைந்த வேகத்துடன் நகரும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன. நீர்மங்களில் மூலக்கூறுகள் ஓர் ஒழுங்கான முறையில் அமைக்கப்படவில்லை. இவை ஒன்றன்மீதொன்று படியும் தன்மை பெற்றுள்ளதால், நீர்மங்கள் பாய்ந்து செல்லும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, ஒரு வாயுவை அழுத்தத்தை அதிகரித்தும் அல்லது கன அளவைக் குறைத்தும் நீர்மமாக மாற்றலாம். வாயு மூலக்கூறுகளின் வேகம் குறைக்கப்பட்டாலும் நீர்மங்கள் உண்டாகின்றன. நீர்மங்கள் அழுத்தத்தால் அதிகம் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், வெப்பத்தால் பெரிதும் பாதிக்கப்படுகின்றன.

திண்மநிலையில் மூலக்கூறுகள் அல்லது அயனிகள நிலையான இடங்களைப் பெற்றுள்ளன. இதனால் இவற்றிற்கு நகரும் தன்மை கிடையாது. திண்மநிலையில் மூலக்கூறுகள் ஓர்

ஒழுங்கான, சீரான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இம் மூலக் கூறுகள் தங்களின் சமநிலைத் தானங்களில் அதிர்வடைகின்றன. வாயுக்களைப்போல் நீர்மங்களையும், திண்மப்பொருள்களையும் அழுத்திச் சுருக்க முடியாது.

திண்மங்கள்

திண்மங்களைக் கீழ்க்கண்ட இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம் : (a) படிகவடிவமுடைய பொருள்கள், (b) படிகவடிவமற்ற பொருள்கள். படிகப் பொருளில் (crystalline) மூலக்கூறுகள் ஒரு சீரான முறையில் நெருங்கி அடர்ந்துள்ளன. எனவே, குறிப்பிட்ட உருவ அமைப்புடன் விளங்குகிறது. படிகப்பொருள் குறிப்பிட்ட உருகுநிலையையும் பெற்றுள்ளது. சோடியம் குளோரைடு, அயோடின், சர்க்கரை போன்ற சேர்மங்கள் படிக வடிவமுள்ள திண்மங்களுக்கு உதாரணங்களாகும். படிக உருவமற்ற திண்மங்கள் குறிப்பிட்ட உருவ அமைப்புடன் இருப்பதில்லை. அவற்றை மிகையாகக் குளிர்விக்கப்பட்ட நீர்மங்கள் எனக் கருதலாம். கண்ணாடி, களிக்கந்தகம் ஆகியவை இவ்வகைத் திண்மத்திற்குச் சான்றாகும். இவை ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் உருகுவதில்லை. இவற்றின் மூலக்கூறுகள் சீரான முறையில் அமைக்கப்படவில்லை. சில சமயங்களில் படிக உருவ மற்ற பொருள்கள் படிகப் பொருள்களாக மாறுகின்றன.

குறிப்பிட்ட வடிவத்தைப் பெற்றிருப்பதுடன், ஒளி விலகல் எண், வெப்பம், மின்சாரம் ஆகியவற்றைக் கடத்தும் திறன் இவற்றிலும் படிகங்கள், நீர்மங்கள், வாயுக்கள் இவற்றிலிருந்து மாறுபட்டு விளங்குகின்றன. படிகமாகும் சூழ்நிலைகளைப் பொறுத்து ஒரு பொருள் பல வடிவங்களில் படிகமாகும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது.

உருகுநிலை

திண்மநிலையில், அயனிகள், அணுக்கள் அல்லது மூலக் கூறுகள் நிலையான இடங்களில் அமையப்பெற்றுள்ளன. ஒரு திண்மப் பொருளைச் சூடுபடுத்தினால், இவற்றிலுள்ள மூலக்கூறு கள் அதிகமாக அதிர்வடைகின்றன. ஆனால், இவற்றின் சமநிலை இடங்களிலிருந்து மூலக்கூறுகள் அதிகமாக நகர்வதில்லை. ஆனால், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் மூலக்கூறுகள் அதிகமாகக் கிளர்வுற்று அவற்றின் சமநிலை இடங்களிலிருந்து நகர்ந்து ஒன்றன்மேல் ஒன்று அமைகின்றன. இம்முறையில் திண்மங்களின் கன அளவு மாறுவதில்லை. இந்த வெப்பநிலை திண்மப்பொருளின் உருகுநிலை எனப்படும். உருகுநிலையில்

3

திண்மப்பொருளும் நீர்மமும் சமநிலையில் உள்ளன. திண்மம் முழுவதும் உருகுவதில்லை. நீர்மமும் முழுவதும் உறைவதில்லை. இந்த வெப்பநிலைக்குமேல் திண்மம் முழுவதும் உருகிய நிலையிலும், இதற்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் நீர்மம் உறைந்த நிலையிலும் இருக்கிறது.

உறைநிலை (Freezing point)

எந்த வெப்பநிலையில் ஒரு பொருளின் திண்மமும் நீர்மமும் சமநிலையில் இருக்கிறதோ அந்த வெப்பநிலையை 'உறைநிலை' என்கிறோம். அழுத்தம் நிலையாக இருக்கும்போது ஒவ்வொரு பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட உறைநிலையைப் பெற்றிருக்கும். தூய நீர்மங்கள் குளிர்ச்சியினால் திண்மமாக மாறுதலைப் படிகமாதல் என்கிறோம். படிகமாதல் நிகழத் தொடங்கும்போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. இந்த வெப்பத்தைப் படிகமாதல் வெப்பம்(heat of crystallisation) என்பர். இது ஒரு மோல் நீர்மம், திண்மமாக மாறும்போது வெளியாகும் வெப்பமாகும். இதை Δ Hc எனக் குறிக்கிறோம். இது திண்ம நீர்ம நிலைகளில் பொருள் பெற்றிருக்கும் வெப்பநிலைக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசத்திற்குச் சமமாகும்.

நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தமும் கொதிநிலையும்

ஒரு திறந்த பாத்திரத்தில் நீர்மம் ஒன்றை வைத்தால், அது ஓரளவிற்கு ஆவியாகி நீர்மட்டத்திற்கு மேலே அழுத்தத்தை உண்டாக்கும். இந்த அழுத்தம் நீர்மத்தின் வெப்பநிலையைப் பொறுத்து மாறும். நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் இருக்கும் மூலக்கூறுகளை நீர்மத்தின் உட்பக்கத்தை நோக்கி இழுக்கும் விசைகள் மேற்பரப்பில் அமைந்துள்ளன. நீர்மநிலையில் எல்லா மூலக்கூறுகளும் ஒரே வேகத்துடன் நகருவதில்லை. இவை வெவ்வேறு வேகங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் சராசரி வேகத்தைக் காட்டிலும் அதிக வேகத்தைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள், நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் ஏற்படும் விசைகளை முறியடித்து, நீர்மத்துக்கு வெளியே தப்பிச் செல்கின்றன. இம் முறைக்கு ஆவியாதல் என்று பெயர். ஆவி நிலைமையிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரித்தால், சில மூலக்கூறுகள் நீர்மத்தை வந்தடைந்து சுருங்குகின்றன. மூடிய பாத்திரத்தில் நீர்மத்தை எடுத்துக்கொண்டால், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் பரப்பிலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளுக்கும் வந்தடைந்து சுருங்கும் மூலக்கூறுகளுக்குமிடையே ஒரு சமநிலை உண்டாகிறது. அதாவது நீர்மத்தின் மேற்பரப்பிலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளும் வந்தடையும்

மூலக்கூறுகளும், சமமாக உள்ளன. மேற்பரப்பில் உள்ள ஆவி வாயுவைப்போல் அழுத்தத்தை உண்டாக்குகிறது. இவ்வழுத்தத்திற்குக் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் என்று பெயர்.

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் வெப்பநிலை அதிகரிப்புடன் கூடுகிறது. வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது அதிகமான மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலைமையை (vapour pressure) அடைகின்றன. இதனால் ஆவியழுத்தம் அதிகரிக்கிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தமும், வெளிக்காற்றின் அழுத்தமும் சமமாகிறது. இந்த வெப்பநிலையில் நீர்மம் கொதித்து. கொப்புளங்கள் நீர்மத்தின் பரப்பை நோக்கி எழுகின்றன. இவ் வெப்பநிலை நீர்மத்தின் கொதிநிலை எனப்படுகிறது.

760 மி.மீ. அல்லது ஒரு வளிமண்டல அழுத்தத்திற்கு ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் எந்த வெப்பநிலையில் சமமாகிறதோ, அவ் வெப்பநிலை திரவத்தின் இட்டக் கொதிநிலை எனப்படும். 100°C வெப்பநிலையில் நீரின் ஆவியழுத்தம் 760 மி.மீ. ஆல்கஹாலின் கொதிநிலையான 78°C-ல் அதன் ஆவியழுத்தம் 760 மி.மீ. ஒரு நீர்மத்தின் ஆவி அழுத்தத்தைக் குறைத்தால், நீர்மங்கள் (தங்களுடைய கொதிநிலையைக் காட்டிலும்) குறைந்த வெப்பநிலையில் கொதிக்கின்றன. சான்றாக நீரின் ஆவியழுத்தம் 355 மி.மீ ஆக இருக்கும்போது அது குறைந்த வெப்பநிலையான 80°C ல் கொதிக்கிறது. அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் நீர் 100°C-க்கு உயர்ந்த வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது.

ஒரு நீர்மம் ஆவியாகும்பொழுது, அதிக இயக்க ஆற்றலைப் பெற்ற மூலக்கூறுகள் வெளியேறுகின்றன. இதனால் நீர்மத்தில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் குறைந்து, நீர்மத்தின் வெப்பநிலையும் குறைகிறது.

ஒரு நீர்மத்தை உறைநிலைக்கும், நிலைமாறு வெப்பநிலைக்கும் (critial temperature) இடையே எந்த வெப்பநிலையில் வேண்டுமானாலும் கொதிக்கவைக்கலாம். அதற்காக நீர்மத்தின்மீது உள்ள வெளி அழுத்தத்தைக் குறைக்கவேண்டும்; அல்லது அழுத்தத்தை அதிகரிக்கலாம். அழுத்தத்தில் நிகழும் மாறுபாட்டால், கொதிநிலையில் உண்டாகும் மாறுபாட்டைக் காட்ட கிளாஸியர் கிளேப்ரான் சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தலாம்.

$$\frac{\Delta T}{\Delta P} = \frac{RT^2}{\Delta HrP}$$

இங்கு $\frac{\Delta T}{\Delta P}$ = அழுத்த மாறுபாட்டுடன் கொதிநிலை மாறுபாடு.

R = வாயு மாறிலி ; T = தனி அளவையில் கொதிநிலை.

ΔHr = மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம்.

P = அழுத்தம்.

ட்ரௌடன் விதி (Trouton's Rule)

மோலார் ஆவியாதல் வெப்பத்திற்கும் நீர்மத்தின் கொதி நிலைக்கும் உள்ள விகிதம் ஒரு மாறிலியாகும். இம் மாறிலி எல்லா இயல்பான நீர்மங்களுக்கும் ஒன்றாகவே உள்ளது.

$$\frac{\Delta Hr}{T} = \text{மாறிலி} = 21 \left(\begin{array}{r} T - \text{தனிவெப்பநிலை அலகில்} \\ \text{நீர்மத்தின் கொதிநிலை} \end{array} \right)$$

மீத்தேன், ஹெக்சேன் போன்ற இயல்பான நீர்மங்களுக்கு இவ் விதி சரியாக உள்ளது. ஆனால், மூலக்கூறு இணை நீர்மங்களான நீர், ஆல்கஹால் ஆகியவற்றிற்கு இம் மாறிலியின் மதிப்பு அதிகமாக உள்ளது (நீர் = 26 ; ஆல்கஹால் = 26·7). ஃபார்மிக் அமிலம், அசிடிக் அமிலம் ஆகியவை குறைந்த மதிப்பைப் (14·8) பெற்றுள்ளன.

நீரின் கொதிநிலையான 100°C, வெப்பப்படுத்துதல் தொடர்ந்து நடைபெற்றாலும், ஒரு மாறிலியாகவே உள்ளது. இதற்குக் காரணம், அளிக்கப்பட்ட வெப்பம். மூலக்கூறு களின் இயக்க ஆற்றலை அதிகரிக்கப் பயன்படுகிறது. இதனால் அதிக மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலையை அடைகின்றன. நீர்மம் முழுவதும் ஆவியாகும் வரை இந் நிகழ்ச்சி நடை பெறுகிறது.

ஒரு கிராம் நீர்மத்தை அதன் கொதிநிலையில் ஆவியாக்கு வதற்குத் தேவையான வெப்பத்தினளவு நீர்மத்தின் ஆவி யாதலின் உள்ளுறை வெப்பம் (latent heat of vapourisation) எனப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :

   (1) உருகுநிலை ; (2) கொதிநிலை ; (3) ஆவியழுத்தம் ; (4) ஆவியழுத்தத்திற்கும் வெப்பநிலைக்குமுள்ள தொடர்பு.

2. நீர் 50°C-ல் கொதிக்க முடியுமா ? விளக்குக.

3. அயனிப் பிணைப்புக்கொண்ட சேர்மங்கள் அதிக உருகு நிலையைக் கொண்டுள்ளன ; சமவலுப் பிணைப்புக்கொண்ட சேர்மங்கள் குறைந்த உருகுநிலையைக் கொண்டுள்ளன. காரணம் கூறுக.

4. நீர்மங்களுக்கும் திண்மங்களுக்கும் உள்ள வேறுபாட்டை வரையறுக்கவும்.

6. கரைசல்கள்

கரைசல்களின் அடர்வை வரையறுக்கும் முறைகள்

ஒரு கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருள், கரைப்பான் ஆகியவற்றின் அளவுகளைக் கூறுவது கரைசலின் அடர்வு எனப் படுகிறது. நீர்த்த அல்லது அடர்கரைசல் என்பதிலிருந்து இந்த அளவுகளைக் காணலாம். நீர்த்த கரைசலில், கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்போது மிகக் குறைந்த அளவு கரைபொருள் கரைந்திருக்கிறது. நீர்த்த கரைசல்தான் பல விதிகளுக்கு உட்படுகிறது. கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்போது அதிக அளவு கரைபொருளைக் கொண்டுள்ள கரைசல் அடர்கரைசல் எனப்படுகிறது. இவ்வாறு வரையறுக்கப்பட்ட எல்லா விளக்கங்களும் கரைசல்களின் பண்பை ஒட்டியே கொடுக்கப் பட்டுள்ளன. கரைபொருளின் எடையைச் சரியாகக் கண்டறி வதற்கு வேறு முறைகளைக் கையாளவேண்டும். வேதியியலில் கரைசல்களின் அடர்வுகளைக் குறிப்பதற்குப் பல அலகுகள் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன. அவற்றைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்.

(1) சதவீத அடர்வு (Percentage concentration)

100 கிராம் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடையை கிராமில் காட்டும் அலகு சதவீத அடர்வு எனப்படும். எனவே, 20% சர்க்கரைக் கரைசலில் 20 கிராம் சர்க்கரையும், 80 கிராம் நீரும் கலந்து 100 கிராம் கரைசலைக் கொடுக்கிறது. 0·8% சோடியம் குளோரைடு கரைசல், 0·8 கிராம் உப்பை 99·2 கிராம் நீரில் கரைத்துப் பெறப்படுகிறது. உதாரணம்: 40 கிராம் நீரில் 10 கிராம் சோடியம் குளோரைடைக் கரைத்துப் பெறப்படும் கரைசலின் சதவீத அடர்வைக் கணக்கிடுக.

கரைசலின் மொத்த எடை = கரைபொருளின் எடை + கரைப்பானின் எடை.

$= 10 + 40 = 50$ கிராம்.

50 கிராம் கரைசலில் உள்ள சோடியம் குளோரைடின் எடை = 10 கி.

$\therefore$ கரைசலின் 100 கிராமில் உள்ள சோடியம் குளோரைடின் எடை $= \frac{10}{50} \times 100$

= 20 கி.

$\therefore$ கரைசலின் சதவீத அடர்வு = 20.

(2) நார்மாலிட்டி அலகு (Normality Unit) (N)

ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் கிராம் சமான எடைகளின் எண்கள் அக் கரைசலின் நார்மாலிட்டி எனப் படுகிறது.

$$\text{நார்மாலிட்டி } (N) = \frac{\text{ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)}}{\text{கரைபொருளின் சமான எடை}}$$

நார்மாலிட்டியை N என்ற எழுத்தால் குறிக்கிறோம். ஒரு லிட்டர் கரைசலில் ஒரு கிராம் சமான எடை அளவுள்ள கரை பொருள் இருந்தால் அக் கரைசலின் திறன் $1N$ ஆகும். அக் கரைசலில் 2 கிராம் சமான எடை அளவுள்ள கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அதன் திறன் $2N$ எனப்படும்.

கணக்கு 1

$0.12N$ திறனுள்ள கரைசலின் 250 c.c-யிலுள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடுக?

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சமான எடை எண் = அதன் மூலக் கூறு எடை/2

= 98/2 = 49.

$1N$ கரைசலின் 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை = 49 கி.

$0.12N$ கரைசலின் 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை = $(49 \times 0{\cdot}12)$ கி.

250 c-c-ல் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை $= \frac{49 \times 0{\cdot}12 \times 250}{1000}$

= $1{\cdot}47$ கிராம்

கணக்கு 2

250 c.c கரைசலில் 11·2 கிராம் கரைந்துள்ள பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடைப் பெற்றிருக்கும் கரைசலின் திறனைக் கண்டுபிடி.

$$\left.\begin{array}{r}\text{பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடின்}\\ \text{சமான எடை எண்}\end{array}\right\} = \frac{39 + 16 + 1}{1}$$

$$= 56$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{56 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடு 1000 c.c}\\ \text{-யில் கரைந்திருக்கும்போது கரைசலின் திறன்}\end{array}\right\} = 1N$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{11·2 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடு}\\ \text{1000 c.c-ல் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் திறன்}\end{array}\right\} = \frac{11 \cdot 2}{56} N$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{11.2 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைடிராக்சைடு}\\ \text{250 c.c-ல் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் திறன்}\end{array}\right\} = \left[\frac{11 \cdot 2}{56} \times \frac{250}{1000}\right]$$

$$= 0.8N$$

(3) மோலாரிட்டி அலகு (Molarity Unit) (M)

அடர்வுகளைக் காட்டுவதற்கு இதுதான் சாதாரணமாகப் பயன்படும் அலகு. ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள கிராம் மோல்களின் எண்ணுக்கு மொலாரிட்டி அலகு எனப் பெயர்.

இதை 'M' என்ற குறியால் குறிப்பது வழக்கம். ஒரு கரை பொருளின் மொத்த மோல் எண்களைக் கீழ்க்கண்ட விதித்தின் மூலம் கணக்கிடலாம்.

$$\text{கரைபொருளின் மோல் எண்} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை எண்}}$$

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் ஒரு மோல் (1 கிராம் மூலக்கூறு எடை) கரைபொருளைப் பெற்றிருக்கும் கரைசலின் திறன் 1 M ஆகும். கரைசல் இரண்டு கிராம் மூலக்கூறு எடை அளவுள்ள கரைபொருளைப் பெற்றிருப்பதால் அதன் திறன் 2M ஆகும். ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடையும், சமான எடையும் சமமாக இருந்தால் மொலாரிட்டியும், நார்மாலிட்டியும் சமமாக இருக்கும்.

கணக்கு

46·07 மூலக்கூறு எடை பெற்றுள்ள எத்தில் ஆல்கஹாலின் (CH_3CH_2OH) 50 கிராம் எடை 500 c.c-ல் கரைந்துள்ள நீர்க் கரைசலின் மொலாரிட்டியைக் கணக்கிடுக.

$$\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}$$

$$= \frac{50}{46{\cdot}07} = 1{\cdot}09 \text{ மோல்கள்.}$$

500 c.c கரைசல் 1·09 மோல்கள் எத்தில் ஆல்கஹாலைப் பெற்றுள்ளது.

$$\text{1000 c.c கரைசலில் உள்ள மோல்கள்} = \frac{1{\cdot}09}{500} \times 1000$$

$$= 2{\cdot}18$$

$$\text{மொலாரிட்டி} = 2{\cdot}18M.$$

(4) மொலாலிட்டி அலகு (Molality Unit) (m)

இம் முறையில் அடர்வைக் குறிப்பது எளிதாக உள்ளது. 1000கிராம் கரைப்பானில் கரையும் கரைபொருளின் மோல் எண்களுக்கு மொலாலிட்டி என்று பெயர். இதை '*m*' என்ற குறியால் குறிப்பது வழக்கம்.

$$\text{மொலாலிட்டி } (m) = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்} \times 1000}{\text{கரைப்பானின் எடை}}$$

கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கண்டுபிடிக்க இவ்வலகு உதவுகிறது. கரைசல்களின் கொதிநிலைகளையும், உறைநிலைகளையும் கணக்கிடுவதற்கு மொலாலிட்டி அலகு நன்கு பயன்படுகிறது.

கணக்கு 1

3·7 கிராம் பொட்டாசியம் குளோரைடு (KCl-ன் மூலக்கூறு எடை = 74·5) 500 கிராம் நீரில் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் மொலாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

$$\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை}}$$

$$= \frac{3{\cdot}7}{74{\cdot}5} = 0{\cdot}048 \text{ மோல்}$$

$$\text{மொலாலிட்டி} = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்}}{\text{கரைப்பானின் எடை}} \times 1000$$

$$= \frac{0{\cdot}048}{500} \times 1000 \quad = 00{\cdot}96 \; m.$$

கரைசலின் மொலாலிட்டி $= 0{\cdot}096 \; m.$

கணக்கு

1 மொலால் ஆக்சாலிக் அமிலக் கரைசலின் சதவீத அடர்வைக் கணக்கிடுக.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை $= 126$

1000கி. நீரில் கரைந்திருக்கும் 1 மொலால் கரைசலிலுள்ள ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடை $\}$ = 126கி.

$$\therefore \text{சதவீத அடர்வு} = \frac{126}{(1000 + 126)} \times 100$$

$$= 11{\cdot}2$$

(5) மோல் பின்ன அலகு (Mole Fraction Unit)

ஒரு கரைசலிலுள்ள ஒரு பொருளின் மோல் பின்னம், அப்பொருளின் மோல் எண்களைக் கரைசலிலுள்ள பொருள்களின் மொத்த மோல் எண்களால் வகுத்துவரும் ஈவு எனக் கருதப்படுகிறது. ஒரு கரைசலில் கரைபொருள், கரைப்பான் என்ற இருவகைப் பொருள்களே உள்ளன.

கரைசலில் கரைபொருளின் மோல் பின்னம்

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{கரைபொருளின் மோல்கள்} + \text{கரைப்பானின் மோல்கள்}}$$

கரைபொருளின் மோல் எண்களை n_2 எனவும், கரைப்பானின் மோல்களை n_1 எனவும் குறித்தால்,

கரைபொருளின் மோல் பின்னம் $= X_2$

$$= \frac{n_2}{n_2 + n_1}$$

கரைப்பானின் மோல்பின்னம் = $\dfrac{\text{கரைப்பானின் மோல்கள்}}{\text{கரைபொருளின் மோல்கள்} + \text{கரைப்பானின் மோல் எண்கள்}}$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_2 + n_1}$$

X_1, X_2 ஆகியவை கரைப்பான், கரைபொருள் ஆகியவற்றின் மோல் பின்னங்களாகும். ஒரு கரைசலிலுள்ள எல்லாப் பொருள்களின் மோல் பின்னங்களின் கூட்டுத்தொகை 1 ஆகும்.

$$X_1 + X_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} + \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

கரைசலின் அடர்வைச் சார்ந்த குணத்திற்கும், கரைபொருள், கரைப்பான் ஒன்றையொன்று தழுவிய மூலக்கூறெண்களுக்கும் உள்ள தொடர்பைக் குறிப்பதற்கு மோல் பின்ன அலகு பயன்படுகிறது.

கணக்கு 1

92 கிராம் எத்தில் ஆல்கஹால் (C_2H_5OH—மூலக்கூறு எடை = 46) 144 கிராம் நீரில் கரைந்திருக்கிறது. எத்தில் ஆல்கஹால் கரைசலின் மோல் பின்னத்தைக் கணக்கிடுக.

கரைபொருளின் மோல் எண்கள் = $\dfrac{92 \text{ கி. } (C_2H_5OH\text{-ன் எடை})}{46 \text{ கி. } (C_2H_5OH\text{-ன் மூலக்கூறு எடை})}$

= 2 மோல்கள்

கரைப்பானின் மோல் எண்கள் = $\dfrac{144 \text{ கி. (நீரின் எடை)}}{18 \text{கி. (நீரின் மூலக்கூறு எடை)}}$

= 8 மோல்கள்

∴ கரைபொருளின் மோல் பின்னம் $= \frac{2}{2+8} = \frac{2}{10}$

$= 0{\cdot}2$

கணக்கு 2

வடித்துப் பகுத்த சாராயத்தில் 95% எத்தனல் எடை அளவில் உள்ளது. அதிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களின் மோல் பின்னங்களைக் கண்டுபிடி.

100 கிராம் வடித்துப் பகுத்த சாராயத்தில் 95 கிராம் C_2H_5OH, 5 கிராம் நீரும் உள்ளன.

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மூலக்கூறு எடை $= 46$

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மோல் எண் $= \frac{95}{46}$

$= 2{\cdot}065$ மோல்கள்

நீரின் மூலக்கூறு எடை $= 18$

நீரின் மோல் எண் $= \frac{5}{18} = 0{\cdot}278$ மோல்

கரைசலின் மொத்த மோல் எண்கள் $= 2{\cdot}065 + 0{\cdot}278$

$= 2{\cdot}343$

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மோல் பின்னம் $X_2 \frac{2{\cdot}065}{2{\cdot}343} = \underline{0{\cdot}882}$

நீரின் மோல் பின்னம் $X_1 = \frac{0{\cdot}278}{2{\cdot}343} = \underline{0{\cdot}118}$

கீழ்க்கண்ட அட்டவணை பல்வேறு அலகுகளைக் காட்டுகிறது

பெயர்	விளக்கம்	அடர்வின் அலகு	எடை அல்லது கன அளவு
சதவீத அடர்வு	100கி. கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)	கரைபொருளின் எடை கி. / 100கி. கரைசல்	கரைசலின் எடை
மொலாரிட்டி	1லிட்டர் கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் மோல் எண்கள்	கரைபொருளின் மோல் எண்கள் / 1 லிட்டர் கரைசல்	கரைசலின் கன அளவு
மொலாலிட்டி	1000கி. கரைப்பானில் உள்ள கரைபொருளின் மோல் எண்கள்	கரைபொருளின் மோல் எண்கள் / 1000கி. கரைப்பான்	கரைப்பானின் எடை
நார்மாலிட்டி	1லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் சமான எடை எண்கள்	கரைபொருளின் சமான எடை எண்கள் / 1 லிட்டர் கரைசல்	கரைசலின கன அளவு
மோல் பின்னம்	கரைசலின் ஒருகூறின் மோலுக்கும்மொத்த மோலுக்குமுள்ள விகிதம்	பகுதிப் பொருளின் மோல் எண் / மொத்த மோல்கள்	மோல்களின் விகிதம்

நீர்த்த கரைசல்கள்
(Dilute Solutions)

கரைப்பானின் எடையுடன் ஒப்பிடும்போது மிகக் குறைந்த அளவு கரைபொருள் கரைந்திருக்கும் கரைசல் நீர்த்த கரைசல் எனப்படும். சான்றாக 2 கிராம் சோடியம் குளோரைடு 1 லிட்டர் நீரில் கரைந்துள்ள கரைசல் நீர்த்த கரைசலாகும். நீர்த்த

கரைசல்களின் பண்புகள், அவற்றில் கரைந்துள்ள கரை பொருளின் தன்மையைப் பொறுத்ததன்று. ஆனால், கரைசலின் அடர்வைப் பொறுத்திருக்கும். அதாவது கரைசலில் உள்ள அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந் திருக்கும். இவ்வாறு அடர்வைப் பொறுத்து மாறும் நீர்த்த கரைசல்களின் பண்புகள் **தொகைசார் பண்புகள்** (colligative properties) எனப்படும். இவை நான்கு வகைப்படும். அவை : கரைப்பானின்,

(1) ஆவியழுத்தக் குறைவு (Lowering of vapour pressure)

(2) கொதிநிலை உயர்வு (Elevation of boiling point)

(3) உறைநிலைத் தாழ்வு (Depression of freezing point)

(4) கரைசலின் ஊடு பரவலழுத்தம் (Osmotic pressure)

கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தக் குறைவு

ஒவ்வொரு நீர்மத்திலுள்ள மூலக்கூறுகளும் ஆவி நிலைமைக்கு விரவிச் செல்லும் தன்மை பெற்றிருப்பதால், ஒவ் வொரு நீர்மத்திற்கும் குறிப்பிட்ட ஆவி அழுத்தம் உண்டு. இந்த ஆவி அழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நிலையாக உள்ளது. ஒரு நீர்மக் கரைப்பானில், ஆவியாகும் தன்மை பெற்றிராத கரைபொருளைக் (சர்க்கரை) கரைத்தால் கரைப் பானின் ஆவியழுத்தம் குறையும். இதற்குக் காரணம், கரை பொருளைச் சேர்த்தவுடன், கரைப்பானின் அடர்வு, அது தூய நிலையில் பெற்றிருந்ததைவிடக் குறைகிறது. இதனால் வெளிவரும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகள், தூயநிலையி லிருந்ததைவிடக் குறைந்துவிடுகின்றன. எனவே, தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தத்தைவிடக் குறைந்த ஆவி அழுத்தக் கரைசல் பெறு கிறது. இப் பண்புக்குக் கரைப்பானின் ஆவியழுத்தக் குறைவு எனப் பெயர்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் கரைப்பானின் ஆவி அழுத் தம் P^0 ஆகவும், அதே வெப்பநிலையில் கரைசலின் ஆவி அழுத் தம் P ஆகவும் இருந்தால், (P^0-P) ஆவி அழுத்தக் குறைவைக் காட்டுகிறது. இதைத் தூய கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தமான P^0 ஆல் வகுத்தால், கிடைக்கும் ஈவு $= P^0-P/P^0$ ஆகும். இந்த ஈவுக்கு எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் ஒப்பு ஆவி அழுத்தக் குறைவு (Relative lowering of vapour pressure) எனப் பெயர். ஆவியழுத்தக் குறைவு கரைபொருளின் மூலக்கூறு அடர்வைச்

சார்ந்திருக்கிறது. 1887-ல் ரௌல்ட் என்பவர் தழுவிய ஆவி யழுத்தக் குறைவையும், கரைசலின் அடர்வையும் இணைத்து ஒரு விதியை வெளியிட்டார். அது ரௌல்ட் விதி எனப்படும்.

ரௌல்ட் விதியைக் (Raoult's Law) கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

'ஒரு கரைபொருளைச் சேர்ப்பதால் உண்டாகும் கரைப் பானின் ஒப்பு ஆவியழுத்தக் குறைவும் கரைபொருளின் மோல் பின்னமும் சமமாகும்.'

இவ் விதியைக் கணிதமுறையில் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

n_1, n_2 ஆகிய இரண்டும் முறையே கரைப்பான், கரை பொருள்களின் மோல் எண்களானால், மோல் பின்ன வரையறைப்படி

$$\text{கரைபொருளின் மோல் பின்னமான } X_2 = \frac{n_2}{n_1+n_2}$$

கணிதமுறையில் ரௌல்ட் விதியை எழுதினால்,

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \qquad (1)$$

ஆனல், மோல் எண்கள் = எடை / மூலக்கூறு எடை $= w/m$

(1) ஆவது சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு மாற்றி எழுதலாம்.

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{w_1 \,/\, m_2}{w/m_1 + w/m_2} \qquad (2)$$

இச் சமன்பாட்டில் w_2, w_1 என்பவை முறையே கரைபொருள், கரைப்பான் ஆகியவற்றின் எடைகளை கிராமில் குறிக்கின்றன. m_2, m_1 ஆகியவை கரைபொருள், கரைப்பான் இவற்றின் மூலக் கூறு எடை எண்களாகும்.

மிக நீர்த்த கரைசலுக்கு, சமன்பாட்டில் கீழ்வரும் w_2 / m_2ஐ நீக்கிவிடலாம். பிறகு (2) ஆவது சமன்பாட்டைப் பின்கண்ட வாறு எழுதலாம்:

$$\frac{p^0 - p}{p} = \frac{w_2/m_2}{w_1/m_1} = \frac{w_2 m_1}{m_2 w_1}$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் கரைசல், கரைப்பான் ஆகிய இரண்டின் ஆவியமுத்தங்கள் கரைப்பான், கரைபொருள் இவற்றின் எடைகள், மற்றும் கரைப்பானின் மூலக்கூறு எடை எண் இவை தெரிந்திருந்தால், கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கு 1

13 கிராம் கரைபொருளை 100 கிராம் கரைப்பானில் (நீரில்) கரைந்திருக்கும் கரைசலின் ஆவியமுத்தம் 28°C வெப்பநிலையில் 27·371 மி.மீ. ஆகும். இவ் வெப்பநிலையில் நீரின் அழுத்தம் 28·065 மி.மீ. ஆகும். கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{w_2 m_1}{w_1 m_2}$$

$p^0 = 28{\cdot}065$ மி.மீ.

$p = 27.371$ மி.மீ.

$w_1 = 100$ கி.

$m_1 = 18$ (நீர்)

$m_2 = ?$

$w_2 = 13$ கி.

$$\frac{28{\cdot}065 = 27{\cdot}371}{28{\cdot}065} = \frac{13 + 18}{100 \times m_2}$$

$$m_2 = \frac{13 \times 18 \times 28{\cdot}065}{0{\cdot}694 \times 100} = 94.6 \text{ கி.}$$

∴ கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை = 94·6 கி.

கொதிநிலை உயர்வு (Elevation of Boiling point)

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியமுத்தம் வெளிக்காற்றின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாயிருக்கும்போது அந்த நீர்மம் கொதிக்கிறது. ஆவியாகாத கரைபொருளை ஒரு கரைப்பானில் கரைக்கும்போது கரைப்பானில் ஆவியமுத்தம் குறைகிறது. இதனால் கரைசல் உயர்ந்த

வெப்பநிலையிலிருக்கும்போதுதான் அதன் ஆவி அழுத்தம், வெளிக்காற்றின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாகிறது. எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட அழுத்தத்தில் ஒரு கரைசலின் கொதிநிலை, கரைப்பானின் கொதிநிலையைவிட அதிகமாயுள்ளது. ஒரே அழுத்தத்தில் கரைசலின் கொதிநிலைக்கும், கரைப்பானின் கொதிநிலைக்கும் உள்ள வித்தியாசம் கொதிநிலை உயர்வு எனப்படுகிறது.

கொதிநிலை உயர்வு $\triangle T_0$ = கரைசலின் கொதிநிலை — கரைப்பானின் கொதிநிலை.

ஒரு கரைசலில் ஏற்படும் கொதிநிலை உயர்வு, அக் கரைசலின் மொலாலிட்டிக்கு நேர்விகிதத்தில் மாறுகிறது. மேலும் கொதிநிலை உயர்வு கரைபொருளின் தன்மையைப் பொறுத்ததன்று. வெவ்வேறு பொருள்கள் ஒரே கரைப்பானில் கரைந்து உண்டாகும் சம மொலாலிட்டி உள்ள கரைசல்களின் கொதிநிலை உயர்வு சமமாக உள்ளது. அதாவது, அவ்விதக் கரைசல்களின் கொதிநிலைகள் சமமாயுள்ளன. 1000 கிராம் கரைப்பானில் ஒரு மோல் அளவுள்ள எந்தக் கரைபொருள் கரைந்திருந்தாலும், அது ஒரே அளவுள்ள கொதிநிலை உயர்வைத் தரும். இது கரைபொருளின் தன்மையைச் சார்ந்திராது. இம் மாறிலிக்கு மோலால் கொதிநிலை மாறிலி அல்லது எபுலியாஸ்கோபிக் மாறிலி (Molal boiling point constant or ebullioscopic constant) எனப் பெயர். நீருக்கு இம் மாறிலியின் மதிப்பு 0·52 ஆகும். அதாவது 1 கிராம் மூலக்கூறு எடையுள்ள (1 மோல்) கரைபொருள் (சான்றாக 60கிராம் யூரியா, 180 கிராம் குளுகோஸ், 342 கிராம் சர்க்கரை) 1000 கிராம் நீரில் கரைந்து உண்டாகும் கரைசல் 100·52° வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது. கொதிநிலை உயர்வு 0·52°C ஆகும். மோலால் கொதிநிலை மாறிலி K_b என்று குறிக்கப்படுகிறது.

கரைப்பானின் K_b-ன் மதிப்பையும், தெரிந்த அடர்வுள்ள கரைசலின் கொதிநிலையையும் அறிந்திருந்தால் கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம். கொதிநிலை உயர்வை பெக்மன் வெப்பமானியைக்கொண்டு (Beckmann thermometer) கணக்கிடலாம். இவ் வெப்பமானியைக்கொண்டு 0.01° வெப்பநிலையை அளக்கலாம். பெக்மன் வெப்பமானி கரைப்பான் அல்லது கரைசலின் சரியான கொதிநிலையைக் கண்டுபிடிக்க முடியாது. ஆனால், இவை இரண்டின் கொதிநிலைகளுக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசத்தை 0·01°C-க்குத் துல்லியமாகக் காணலாம். இம் மதிப்புகளைக்கொண்டு பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளைக் கணக்கிட முடியும்.

கணக்கு

55·6 கிராம் அசிட்டோனில் 2·78 கிராம் பென்சோஃபினோன் சேர்மத்தைக் கரைத்து உண்டான கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு 0·472° ஆகும். பென்சோஃபினோனின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. அசிட்டோனின் கொதிநிலை உயர்வு மாறிலி 1·72 ஆகும்.

பென்சோஃபினோனின் மூலக்கூறு எடை = M என்க.

1000 கிராம் அசிட்டோனில் M கிராம் பென்சோஃபினோனைக் கரைத்து உண்டான உயர்வு $\Big\} = 1{\cdot}72°C$

1000 கிராம் அசிட்டோனில் 2·78 கி.பென்சோஃபினோனைக் கரைக்கும்போது உயர்வு $\Big\} = \frac{1{\cdot}72}{M} \times 2{\cdot}78$

2·78 கிராம் பென்சோஃபினோன் 55·6 கி. அசிட்டோனில் கரைந்தால் உண்டாகும் உயர்வு $\Big\} = \frac{1{\cdot}72 \times 2{\cdot}78 \times 1000}{M \times 55{\cdot}6}$

இங்குக் கணக்ிடப்பட்ட உயர்வு $= 0{\cdot}472$

$$0{\cdot}472 = \frac{1{\cdot}72 \times 2{\cdot}78 \times 1000}{M \times 55{\cdot}6}$$

$$M = \frac{1{\cdot}72 \times 2{\cdot}78 \times 1000}{55{\cdot}6 \times 0{\cdot}472} = 182{\cdot}2$$

பென்சோஃபினோனின் மூலக்கூறு எடை = 182·2

உறைநிலைத் தாழ்வு (Depression of freezing point)

ஒரு நீர்மத்தின் உறைநிலையில் திண்ம, நீர்ம நிலைகள் சம நிலையிலிருக்கின்றன. இதனால், இவற்றின் ஆவியழுத்தங்கள் சமமாக இருக்கும். ஆவியாகாத கரைபொருளைக் கரைப்பானில் கரைத்ததனாலுண்டாகும் ஆவியழுத்தக் குறைவு கரைசலின் உறைநிலையைக் குறைக்கிறது. இதனால், அதே அழுத்தத்தில் கரைசல், கரைப்பானின் உறைநிலையைவிடத் தாழ்ந்த வெப்பநிலையில் உறையும். இதற்குக் கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு என்று பெயர்.

கொதிநிலை உயர்வைப் போலவே உறைநிலைத் தாழ்வும் கீழ்க் கண்ட விதிகளுக்கு உட்படுகிறது: (1) ஓர் ஆவியாகாத கரை

பொருளைக் கரைப்பானில் சேர்த்தால் உண்டாகும் உறைநிலைத் தாழ்வு, கரைசலின் அடர்வுக்கு நேர்விகித சமமாயிருக்கிறது. (2) ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள கரைப்பானில் கரைந்துள்ள பல கரைபொருளின் மோல் எண்கள் சமமாக இருந்தால், இக் கரைசல்களின் உறைநிலை சமமாக இருக்கும்.

1000 கிராம் கரைப்பானில் 1 கிராம் மூலக்கூறு எடை உள்ள கரைபொருள் கரைந்து உண்டாகும் கரைசலில், கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு ஒரு மாறிலியாக உள்ளது. 1 மோலால் அடர்வுள்ள இக் கரைசலுக்கு, இதன் மதிப்புக் கரைப்பானின் தன்மையைச் சார்ந்து உள்ளது. ஒரு கரைப்பானுக்குள்ள இம் மாறிலி மோலால் தாழ்வு மாறிலி (Molal depression constant) அல்லது க்ரியாஸ்கோபிக் மாறிலி (cryoscopic constant) என்றும் வழங்கப்படுகிறது. இதை K_f என்று குறிக்கிறோம். நீரின் மாறிலி 1·86 ஆகும். அதாவது, ஒரு மோல் எடையுள்ள கரைபொருளை (சான்றாக 60 கிராம் யூரியா, 180 கி.க்ளூகோஸ்) 1000 கிராம் நீரில் கொண்டுள்ள, நீர்க்கரைசல் — 1·86°C வெப்ப நிலையில் உறைகிறது. உறைநிலைத் தாழ்வு 1·86°C என்பதைக் காட்டுகிறது.

கரைப்பானின் K_f-ன் மதிப்பு, உறைநிலைத் தாழ்வு, கரைசலின் அடர்வு ஆகியவற்றைக் கண்டறிந்தால், கரைபொருளின் மூலக் கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிட முடியும். 0·01°C-க்குத் துல்லியமாக வெப்பநிலை காண உதவும் பெக்மன் வெப்ப மானியையே உறைநிலைத் தாழ்வு காணும் சோதனைகளிலும் பயன்படுத்துகிறோம். கொதிநிலை உயர்வு முறையில் கண்டது போலவே, உறைநிலைத் தாழ்வுமுறையிலும் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடை எண்களைக் கண்டுபிடிக்கலாம்.

1000 கிராம் எடையுள்ள சில கரைப்பான்களின் K_b, K_f ஆகியவற்றின் மதிப்புகளைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணை காட்டுகிறது.

கரைப்பான்	K_b	K_f
நீர்	0·52	1·86
பென்சீன்	2·67	5·12
அசிடிக் அமிலம்	3·14	3·90

சில கணக்கீடுகளில் K-ன் மதிப்பு 100 கிராம் கரைப்பானுக்குக் கொடுக்கப்படுகிறது. அவற்றின் K-ன் மதிப்பு முன்பக்க அட்டவணையில் உள்ளதுபோல் 10 மடங்கு அதிகமாக இருக்கும்.

கொதிநிலை உயர்வுமுறை, உறைநிலைத் தாழ்வுமுறை ஆகியவற்றில் கொடுக்கப்படும் கணக்குகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டை உபயோகித்துத் தீர்வு காணலாம்.

$$m_2 = \frac{1000\ Kw_2}{\Delta\ Tw_1}$$

இச் சமன்பாட்டில் K க்ரியாஸ்கோபிக் அல்லது எபுலியாஸ்கோபிக் மாறிலியையும், W_2 கரைபொருளின் எடையையும், ΔT கொதிநிலை உயர்வு அல்லது உறைநிலைத் தாழ்வையும், W_1-கரைப்பானின் எடையையும், m_2 கரைபொருளின் மூலக்கூறெடை எண் ஆகியவற்றையும் குறிக்கின்றன.

கணக்கு

50 கிராம் நீரில் கரையும் 5 கிராம் கரைபொருள், நீரின் உறைநிலையை 1·2°C குறைத்தது. கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக. (நீரின் K_f-ன் மதிப்பு 1000 கிராமுக்கு 1·86)

$$m_2 = \frac{1000\ K_f\ w_2}{\Delta\ T\ w_1}$$

w_2 = கரைபொருளின் எடை = 5 கிராம்

w_1 = கரைப்பானின் எடை = 50 கிராம்

ΔT = உறைநிலைக் குறைவு = 1·2°C

K_f = உறைநிலை மாறிலி = 1·86

m_2 = கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை = ?

$$m_2 = \frac{1000 \times 1{\cdot}86 \times 5}{50 \times 1{\cdot}2} = \underline{154{\cdot}2}$$

கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை = 154.2

கரைசல்களில் மின்பகு பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகள்

ஆவியழுத்தக் குறைவு, கொதிநிலை உயர்வு, உறைநிலைத் தாழ்வு ஆகிய பண்புகள் கரைசலிலுள்ள கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருக்குமேயன்றி, அவற்றின் தன்மையைச் சார்ந்திரா. யூரியா, கரும்புச் சர்க்கரை போன்ற மின்கடத்தாப் பொருள்களின் கரைசல்களில் உள்ள கூறுகள் மூலக் கூறுகளாகவே உள்ளன. அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் போன்ற மின்பகு பொருள்கள் கரைசல்களில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. இதனால், கரைசலிலுள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகிறது. இதன் விளைவால், மேலே குறிப்பிட்ட மூன்று பண்புகளிலும் அதிகரிப்பு ஏற்படுகிறது. எனவே, ஆய்வு முறையில் கண்டறிந்த, மின்பகு பொருளின் மூலக்கூறு எடை, அதன் இயல்பான மதிப்பிற்குக் குறைந்தே உள்ளது. மூலக்கூறுகளின் இணக்கம் (molecular association) உண்டாகும் கரைசல்களில் ஆய்வு முறையில் காணும் மூலக்கூறெடை அதிகமாயிருக்கிறது.

ஒரு பொருளின் இயல்பான மூலக்கூறு எடைக்கும், பரிசோதனையின் மூலம் கண்டறிந்த மூலக்கூறெடைக்கும் உள்ள விகிதம் வான்ட்ஹாஃப் எண் (Vant Hoff's factor) i, எனப் படுகிறது. இது மின்பகு பொருளின் பிரிகை வீதத்தைக் காட்டுகிறது.

வினாக்கள்

1. ஒரு கரைப்பானின் கொதிநிலை உயர்வு என்பது யாது? 0·5143 கிராம் ஆந்த்ரசீனை 35 கிராம் குளோரோஃபார்மில் கரைக்கும்போது, குளோரோஃபார்மின் கொதிநிலை 0·323° அளவுக்கு அதிகரிக்கிறது. ஆந்த்ரசீனின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. ($K_b = 0{\cdot}39$)

2. ரௌல்ட் விதியைக் கூறு. ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் காண இவ் விதி எவ்வாறு பயன்படுகிறது?

3. ஒரு கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு என்றால் என்ன?

4. 22·2 கிராம் பென்சீனில் 0·440 கிராம் கரைபொருளைக் கரைத்து உண்டாகும் கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு 0·567° ஆகும். கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கண்டுபிடி. ($K_f = 5{\cdot}12$)

7. அமில, கார அயனி வலிவுகள்
(Strengths of Acids and Bases)

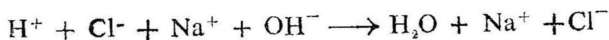
அமிலங்கள் புரோட்டான்களை வழங்குகின்றன என்றும், புரோட்டான்களை ஏற்கும் பொருள் காரம் எனவும் லவ்ரிபிரான்ஸ்டெட் கொள்கை விளக்குகிறது. எனவே, ஓர் அமிலத்தின் வலிமை அது புரோட்டானை அளிக்கும் திறனைக்கொண்டு கண்டறியப்படுகிறது. அமிலங்கள் நீரில் கரையும்போது ஹைட்ரஜன் அயனி அல்லது புரோட்டான் H^+ உண்டாகிறது. ஆதலால், அமிலங்கள் அயனிகளாகப் பிரிகை புரியும் திறனைக் கொண்டும் அவற்றின் வலிமையினை நிர்ணயிக்கலாம். இவ்வாறு புரோட்டான்களை அளிக்கும் திறனில் அமிலங்கள் வேறுபட்டு விளங்குகின்றன. ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், சல்ஃபூரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் ஆகியவை அதிக அளவில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம், அசிடிக் அமிலம் போன்றவை குறைந்த அளவில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. அமிலம் அதிக அளவில் அயனிகளாகப் பிரிந்தால் அது அதிக அளவில் H^+ அயனிகளைப் பெற்றிருக்கும். அமிலத்தின் அயனி வலிவு என்பது அது பெற்றுள்ள H^+ அயனிகளின் அடர்வைக் குறிப்பதாகும். அமிலத்தில் H^+ அயனிகள் எந்த அளவிற்கு அதிகம் இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு அதன் அயனி வலிவு அதிகம் எனப் பொருள்படும்.

அமிலத்தின் அயனி வலிவுதான் அதன் வீரியத்தன்மைக்குக் காரணம் ஆகும். எனவேதான், அதிக அளவில் அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை வீரிய அமிலங்கள் (strong acids) என்றும், குறைந்த அளவில் அயனிகளாகப் பிரியும் அமிலங்களை வீரியமற்ற அமிலங்கள் என்றும் கூறுகிறோம். ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஆகியவை எல்லா அடர்வுகளிலும், நீர்க் கரைசல்களில் முழுவதும் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. எனவே, இவை வீரியமிக்க அமிலங்களாகும். ஹைட்ரோ

சயனிக் அமிலம், அசிடிக் அமிலம் ஆகியவை நீர்க்கரைசல்களில் குறைந்த அளவே அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. எனவே, இவை வலி குறை அமிலங்கள் (weak acids) எனப்படுகின்றன.

நடுநிலையாக்கல் வினைகள் (Neutralisation)

ஓர் அமிலம், காரம் இவையிரண்டிற்கும் இடையே நிகழும் வினைகள் நடுநிலையாக்கல் வினைகள் எனப்படுகின்றன. இவ் வினைகளின்போது ஓர் உப்பும் நீரும் உண்டாகின்றன. அமிலம் காரத்தாலும், காரம் அமிலத்தினாலும் நடுநிலையாக்கப் படுகிறது. HCl, NaOH இவையிரண்டும் செயல்படும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். இவை யிரண்டும் வலிமிகுந்த சேர் மங்கள். அதனால் இவை முழுவதும் அயனிகளாக உள்ளன. உண்டாகும் வினைப்பொருளான சோடியம் குளோரைடும் வலி மிக்க மின்பகு பொருளாதலால், இதுவும் முழுதும் அயனி களாகவே உள்ளது.



$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

நீர் அநேகமாகப் பிரிகைபுரியாத நிலையில்தானிருக்கிறது. இரு பக்கங்களிலுமுள்ள பொதுவான சேர்மங்கள் அல்லது அயனிகளை நீக்கிவிடலாம். மொத்த வினை :



$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

இதே முறையில் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடும், நைட்ரிக் அமிலமும் வினைபட்டு உப்பையும் நீரையும் தருகின்றன.



$$H^+ + NO_3^- + K^+ + OH^- \longrightarrow K^+ + NO_3^- + H_2O$$



$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

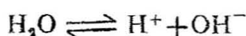
எனவே, நடுநிலையாக்கல் வினை என்பது அமிலத்திலிருந்து உண்டான ஹைட்ரஜன் அயனியும், காரத்திலிருந்து உண்டான OH^- அயனியும் வினைபடுவதாகும். இவ்விரண்டு அயனிகளும் வினைபட்டு, பிரிகை புரியாத நீர் மூலக்கூறு உண்டாகிறது.

ஹைட்ரஜன் அயனி அடர்வு
(Hydrogen Ion Concentration)

ஒரு கரைசல் வீரியமான அமிலம் அல்லது வீரியம் குறைந்த காரம் எனப் பெருவாரியாகக் கூறுவதற்குப் பதிலாக, அதன் அமிலத்தன்மை அல்லது காரத்தன்மையைச் சரியாகக் கூற ஓர்

அளவுகோல் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கீழ்க்கண்ட முறை இதற்குப் பெரிதும் உதவுகிறது.

நீர் மிகக் குறைந்த அளவே பிரிகையடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனியையும், ஹைட்ராக்சில் அயனியையும் தருகிறது.



$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் சமநிலை ஏற்படும் பொழுது நிறைதாக்க விதியின்படி சமநிலை மாறிலியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்.

$$K = \frac{[H^+]\,[OH^-]}{[H_2O]}$$

இச் சமன்பாட்டில் $[H^+]$, $[OH^-]$, $[H_2O]$ ஆகியவை வினையில் பங்குபெறும் பொருள்களின் மூலக்கூறு அடர்வுகளைக் குறிக்கின்றன. நீரின் பிரிகை விதம் மிகக் குறைவாக உள்ளதால் நீரின் அடர்வை ஒரு மாறிலி எனவே கருதலாம்.

$$\therefore K_w = K\,[H_2O] = [H^+]\,[OH^-]$$

இங்கு K_w என்பது நீரின் அயனிப்பெருக்கம் [Ionic product of water] எனப்படுகிறது. நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனி, ஹைட்ராக்சில் அயனி இவற்றின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை நீரின் அயனிப் பெருக்கத்திற்குச் சமம் என அறியப் படுகிறது.

$$K_w = [H^+]\,[OH^-]$$

சாதாரண வெப்பநிலையில் (25°C) K_w-ன் மதிப்பு 10^{-14} ஆகும். $[H^+]$, $[OH^-]$ ஆகியவற்றின் அடர்வுகளைக் கிராம்-அயனிகள்/ லிட்டர் என்ற அலகால் குறிப்பிடும்போது இதன் மதிப்பு $= 1 \times 10^{-14}$ ஆகும்.

$$K_w = [H^+]\,[OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

இம் மதிப்பு வெப்பநிலை உயர்வுடன் அதிகரிக்கிறது. நீரின் ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் ஒரு ஹைட்டிரஜன் அயனியையும், ஒரு

ஹைட்ராக்சில் அயனியையும் உண்டாக்குகிறது. எனவே, $[H^+]$, $[OH^-]$ இவற்றின் அடர்வுகள் சமமாக இருக்கவேண்டும். தூய நீரில் (அல்லது நடுநிலைக் கரைசலில்),

$[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ கிராம்—அயனி/லிட்டர்

$[OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ கிராம்—அயனி/லிட்டர்

எந்தக் கரைசலிலும் $[H^+]$, $[OH^-]$-ஆகியவற்றின் பெருக்குத் தொகை 25°C-ல் 10^{-14} என்ற மாருத மதிப்பைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இது K_w-ன் மதிப்பாகும்.

ஒரு கரைசலில் H^+ அயனியின் அடர்வு 1×10^{-7} ஐ விட அதிகமாக இருப்பின், கரைசல் அமிலத்தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது என்பது பொருள். இதனுல் இக் கரைசல்களில் K_w-ன் மதிப்பை மாருமல் வைத்திருப்பதற்கு OH^--ன் அடர்வு குறைவாக இருக்க வேண்டும். H^+ அயனியின் அடர்வு 1×10^{-7} ஐ விடக் குறைவாக இருப்பின், கரைசல் காரத்தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது என அறிகிருேம். இக் கரைசல்களில் $[OH^-]$ அதிக மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது. ஆனுல், இருவகைக் கரைசல்களிலும் K_w-ன் மதிப்பு 10^{-14} ஆகத்தான் இருக்கும். ஒரு கரைசலில் உள்ள H^+ அயனியின் அடர்வைக்கொண்டே, அது அமிலத்தன்மையுடன் இருக்கிறதா அல்லது காரத்தன்மையுடன் இருக்கிறதா எனக் கூறலாம்.

ஒரு கரைசலில் உள்ள H^+ அயனியின் அடர்வு எவ்வளவு என்பதை எளிய முறையில் தெரிவிக்க சொரன்சென் (Sorensen) என்ற விஞ்ஞானி PH என்ற ஒரு மதிப்பைப் பயன்படுத்திஞர். இதற்கும் H^+ அயனியின் அடர்வுக்கும் உள்ள தொடர்பைப் பின்வருமாறு காட்டலாம்.

$$P_H = -\log_{10} [H^+] = \log_{10} \frac{1}{[H^+]}$$

'கரைசலில், ஹைட்ரஜன் அயனியின் கிராம் அயனி/லிட்டர் அளவிலுள்ள அடர்வினுடைய 10 ஐ அடிப்படையாகக் கொண்ட மடக்கையின் (logarithm) எதிர்மறை எண் P_H என்று குறிக்கப்படும்.'

நீர் அல்லது நடுநிலைக் கரைசலில், $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ கி. அயனி/லி.

∴ இதன் $PH = -\log 1 \times 10^{-7} = ?$

ஒரு கரைசலில் $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$ என்றால் $PH = 3$. இக் கரைசல் அமிலத்தன்மையது.

ஒரு கரைசலில் $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$ என்றால் $PH = 12$. இக் கரைசல் காரத்தன்மை வாய்ந்தது.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை அமிலக் கரைசல்கள், காரக் கரைசல்கள் ஆகியவற்றின் $[H^+]$-ன் மதிப்பையும், அவை ஒவ்வொன்றுக்குமுள்ள PH-ன் மதிப்பையும் விளக்குகிறது.

அமிலக் கரைசல்கள்	$[H^+] \rightarrow 10^{+0}$ ஒரு மோலார்)	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}
	$PH \longrightarrow 0$	1	2	3	4	5	6
காரக் கரைசல்கள்	$[H^+] \longrightarrow 10^{-8}$	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
	$PH \longrightarrow 8$	9	10	11	12	13	14

எனவே, ஒரு கரைசலுக்கு PH-ன் மதிப்பு 7 ஐ விடக் குறைவாக இருப்பின், அது அமிலத்துடன் இருக்கும் என்றும், PH-ன் மதிப்பு 7 ஐ விட அதிகமாக இருப்பின், அது காரத் தன்மையுடன் இருக்கும் என்றும் அறிகிறோம்.

கணக்கு

1. கீழ்க்கண்ட செறிவுள்ள அமிலங்கள், காரங்களில் ஹைட்ரஜன் அயனி, ஹைட்ராக்சில் அயனி ஆகியவற்றின் அடர்வுகளைக் கணக்கிடுக.

(i) 1N HCl ; (ii) 0·01N HCl ; (iii) 0·1N NaOH.

(i) 1N HCl : 1N HCl கரைசலில் $[H^+] = 1$

$$K_w = 10^{-14} = [H^+] \times [OH^-]$$

$$= 1 \times [OH^-]$$

$\therefore [H^+] = 1$கிராம் அயனி/லிட்டர்; $[OH^-] = 10^{-14}$ கி. அ./லி

(ii) 0·01N HCl : இக் கரைசலில்

$[H^+] = 0{\cdot}01 = 1 \times 10^{-2}$ கி.அ./லி.

$Kw = 10^{-14} = [H^+] \times OH^-]$
$= 10^{-14} = 10^{-2} \times [OH^-]$
$[OH^- = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12}]$ கி. அ/லி.
(iii) 0·1N NaOH : $[OH^-] = 0\text{-}1 = 10^{-1}]$ கி. அ/லி.
$[H^+] = 10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$ கி. அ/லி.

2. கீழ்க்கண்ட கரைசல்களின் *PH* மதிப்புகளைக் கணக்கிடுக :

(i) 1N HCl : $[H^+] = 1; PH = -\log_{10} [H^+] = 0 - \log_{10} [1]$

(ii) 0·1N HCl ; $[H^+] = 0{\cdot}01 = 10^{-2}$
$PH = -\log_{10} [10^{-2}] = 2$

(iii) 0·1N NaO H $= [H^+] = 10^{-13}$;
$PH = -\log_{10} [10^{-13}] = 13.$

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :

(a) நடுநிலையாக்கல் வினை. (b) வலிமிகு, வலிகுறை அமிலம்

2. *PH* என்றால் என்ன ? விளக்குக. நீரின் அயனிப் பெருக்கத்தைப்பற்றிச் சிறுகுறிப்பு வரைக.

3. கீழ்க்கண்ட செறிவுள்ள கரைசல்களின் ஹைட்ரஜன், ஹைட்ராக்சில் அயனிகளின் அடர்வுகளையும், அக் கரைசல்களின் *PH* மதிப்புகளையும் கணக்கிடுக.

(i) 0·1N HCl ; (ii) 0·001N HCl; (iii) N NaOH ; (iv) 0·0 1N NaOH.

8. ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள்

(Oxidation Numbers)

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகிய வினைகளை விளக்க ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள் பெரிதும் பயனுகின்றன. ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள், எல்லா அணுக்கள், தனிம நிலையில் உள்ளவை, சேர்மநிலைகளில் உள்ளவை, சமவலுப் பிணைப்புக் கொண்டவை, அயனிப்பிணைப்புக் கொண்டவை ஆகிய எல்லாவகைப் பொருள்களுக்கும் அளிக்கப்படக்கூடிய பொதுவான கோட்பாடு ஆகும்.

ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் என்பது அதன் இணைதிறனையும், மின்தன்மையையும் குறிக்கும் எண்ணுகும். ஒரு தனிமத்தின் அணு, வேதிக் கூடுகையில் பங்கு பெறும் போது அது இழக்கும் அல்லது ஏற்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே அதன் இணைதிறனுகும். சோடியம் குளோரினுடன் சேரும்போது ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கிறது. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக்கொள்கிறது. எனவே, சோடியத்தின் இணைதிறன் = 1. சோடியம் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை இழப்பதால் (Na^+) ஒரு நேர்மின் தன்மையைக் கொண்ட ஒரு சோடியம் அயனி உண்டாகிறது. எனவே, சோடியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = + 1. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெறுவதால் இதன் இணைதிறன் = 1. ஓர் எலெக்ட்ரான் இதில் அதிகமாவதால் ஓர் அலகு எதிர்மின் தன்மையைக் கொண்ட குளோரைடு அயனி (Cl^-) கிடைக்கிறது. எனவே, குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = 1.

மக்னீசியம் ஆக்ஸைடில் (MgO) மக்னீசியம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. இதனுல் இதன் இணைதிறன் = 2. மக்னீசியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = + 2. ஆக்ஸிஜன் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கிறது. இதன் இணைதிறன் = 2. ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = — 2.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் இணை திறனையும் மின் தன்மையையும் ஒருங்கே குறித்துக் காட்டுவதுதான் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணாகும்.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயித்தல்

கீழ்க்கண்ட விதிகளின் அடிப்படையில் ஒரு சேர்மத்திலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயிக்கலாம்.

(1) எந்தத் தனிமத்துடனும் கூடாது தனித்த நிலையில் (free state) உள்ள தனிமத்தின் (உலோகம் அல்லது அலோகம்) ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யமாகும். சான்றாக Cl, Cl_2 இவற்றின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யமாகும்.

(2) எளிய ஓரணு அயனியின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதன் மின்னேற்றத்திற்குச் சமமாகும். பல அணுக்களைக்கொண்ட அயனியின் மின்னேற்றமும், அதிலுள்ள அணுக்களின் மொத்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களும் சமம். Cl^- (—1) ; Br^- (—1) ; O^{--} (—2) ; Fe^{+++} (+3).

(3) ஹைட்ரஜனும் உலோகங்களும் நேர்மின் இணை திறனைப் (positive valency) பெற்றுள்ளன. ஹைட்ரஜன் அதனுடைய சேர்மங்களில் பெற்றுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் + 1 ஆகும். Na^+ (+ 1) ; Fe^{++} (+ 2) ; K^+ (+ 1) ; H^+(+ 1); Al^{+3} (+ 3.)

(4) அலோகங்களும், அமில மூலங்களும் எதிர்மின் இணை திறனைப் பெற்றுள்ளன. ஆக்ஸிஜன் அதனுடைய சேர்மங்களில் பெற்றுள்ள ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் — 2 ஆகும்.

(5) ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாட்டிலுள்ள அணுக்களினுடைய ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத்தொகை பூஜ்யமாகும். சான்றாக சோடியம் குளோரைடு சேர்மத்தில் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத்தொகை $Na^{+1} Cl^{-1} = 0$. நீர் : $2H^+ O^{-2} = 0$. ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் : Fe^{+2} S^{+6} O_4^{-8} அமோனியா : $N^{-3}H_3^{+3}$; அமோனியம் நைட்ரேட் : ($N^{-3}H_4^{+4}$ $N^{+5}O_3^{-6}$).

(6) சமவலுச் சேர்மங்களில் பிணைப்பிலுள்ள இரு எலெக்ட்ரான்கள் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர்ஆற்றல் உள்ள தனிமத்தைச் சார்ந்துள்ளதாகக் கருதப்படுகின்றன. அதிக எலெக்ட்ரான்கள்

கவர்ஆற்றலுள்ள தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் எதிர்க் குறியையும், அதிக எலெக்ட்ரோ - பாஸிடிவ் அல்லது நேர்மின் தன்மையுள்ள தனிமத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் நேர்க் குறியையும் தாங்கியுள்ளன. சான்றாக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு ஒரு சமவலு மூலக்கூறு. இம் மூலக்கூறில் ஹைட்ரஜனுக்கு + 1, குளோரினுக்கு — 1 ஆகிய ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள் வழங்கப்பட்டுள்ளன.

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்களைக் கண்டறிய மேற்கண்ட விதிகள் மிக்க பயனுள்ளவையாகின்றன. சில சான்றுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் சல்ஃபரின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கணக்கிடுதல்

சல்ஃபூரிக் அமிலம், H_2SO_4-ன் மொத்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = 0. இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள் + 2. ஒவ்வோர் ஆக்ஸிஜனுக்கும் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் — 2. நான்கு ஆக்ஸிஜன் அணுக்களுக்கு மொத்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் — 8. ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் அணுக்களின் மொத்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = — 6. ($-8+2=6$). இதனால் சல்ஃபரின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = + 6 எனவே, **சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மொத்த ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்ய** மாகும்.

கணக்கு

(1) பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டின் மாங்கனீசின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுக.

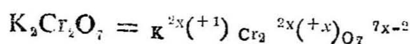
மாங்கனீசின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $+X$ எனக் கொள்வோம்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டில் $K^{+1}Mn^{+x}O_4$ $4 \times (-2)$
$KMnO_4 = +1 + x - 8 = 0$

$$x = +7$$

எனவே, மாங்கனீசின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் = $+7$

(2) பொட்டாசியம் டை குரோமேட்டில் குரோமியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் யாது?



$$K_2Cr_2O_7 = K^{2\times(+1)}\ Cr_2^{\ 2\times(+x)}\ O_7^{\ 7\times-2}$$

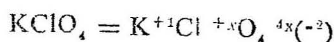
$$= +2 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = +12$$

$$x = +6$$

குரோமியத்தின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= +6$

(3) பொட்டாசியம் பெர்குளோரைடில் குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுக.



$$KClO_4 = K^{+1}Cl^{+x}O_4^{\ 4\times(-2)}$$

$$= +1 + x - 8 = 0$$

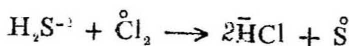
$$x = +7$$

∴ குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் $= +7$.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் கோட்பாட்டின் அடிப்படையில் ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகியவற்றுக்குப் புதியதொரு வரைவிலக்கணம் கொடுக்கப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் அதிகரித்தல் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனவும், ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் குறைதல் ஒடுக்கம் எனவும் பெயர் பெறுகின்றன.

கீழ்க்கண்ட உதாரணம் இக் கோட்பாட்டை நன்கு விளக்குகிறது.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும் குளோரினும் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகின்றன.



$$H_2S^{-2} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\bar{H}Cl + \overset{0}{S}$$

சல்ஃபரின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் — 2-லிருந்து 0-க்கு அதிகரிக்கிறது. இதனால் சல்ஃபைடு அயனி சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் 0- விலிருந்து — 1 ஆகக் குறைகிறது. இதனால் குளோரின் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமடைகிறது.

அயனிச் சமன்பாடுகள்
(Ionic Equations)

வேதிவினைகளின் சமன்பாடுகளை அயனிகளின் மூலம் விளக்குவது அயனிச் சமன்பாடு எனப்படுகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தால் நடுநிலையாக்கப்படும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். இவ்விரண்டு சேர்மங்களும் வீரியமுள்ள மின்பகு பொருள்கள் (strong electrolytes). இதனால் இவை இரண்டும் அயனிகளாகவே இருக்கின்றன. உண்டாகும் வினைபொருளான சோடியம் குளோரைடும் அயனியாகவே உள்ளது.



$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$



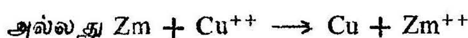
$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

இருபக்கங்களிலும் பொதுவாக உள்ள அயனிகளை நீக்கிவிட்டால் கிடைக்கும் சமன்பாடு : $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

சிங்க் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்க்கப்பட்டால் காப்பர் வீழ்படிவாகிறது. சிங்க் சல்ஃபேட் உண்டாகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட், சிங்க் சல்ஃபேட் ஆகிய இரண்டிலும் அணுக்கள் அயனிகளாகவே இருக்கின்றன.



$$Zm + Cu^{++} + SO_4^{--} \longrightarrow Cu + Zm^{++} + SO_4^{--}$$



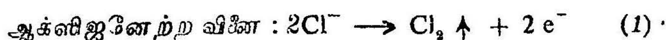
அல்லது $Zm + Cu^{++} \longrightarrow Cu + Zm^{++}$

மாங்கனீசு - டை - ஆக்சைடால் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும் வினைக்குக் கீழ்க்கண்டவாறு அயனிச் சமன்பாடு எழுதலாம்.



$$HCl + MnO_2 \longrightarrow Cl_2 + MnCl_2 + H_2O$$

குளோரினின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் —1. இந் நிலையில் இது குளோரைடு அயனியாக உள்ளது. தனிம நிலையில் இதன் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண் பூஜ்யமாகும்.

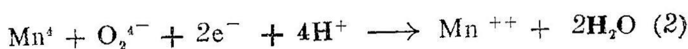


ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை : $2Cl^- \longrightarrow Cl_2 \uparrow + 2e^-$ (1)

MnO_2-ல் உள்ள + 4 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலையிலிருக்கும் மங்கனீசியம் $MnCl_2$- ல் + 2 ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலைக்கு ஒடுக்கமடைகிறது.

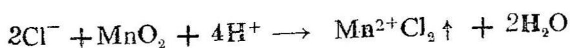
ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்க வினை : $Mn^{4+}O_2 + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}$

மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் 2 ஆக்ஸிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இச் சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்துவதற்கு $4H^+$ ஐ இடப்புறம் சேர்க்கவேண்டும். இப்போது சமன்பாடு கீழ்க்கண்டவாறு மாறுகிறது.



$$Mn^4 + O_2^{4-} + 2e^- + 4H^+ \longrightarrow Mn^{++} + 2H_2O \quad (2)$$

சமன்பாடுகள் (1), (2) ஆகியவற்றைக் கூட்ட



$$2Cl^- + MnO_2 + 4H^+ \longrightarrow Mn^{2+}Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

இவ்வாறு அயனிச் சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்துவதற்குக் கீழ்க்கண்ட முறைகளைப் பின்பற்ற வேண்டும்.

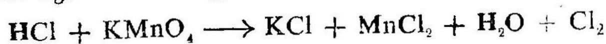
(1) கொடுக்கப்பட்ட வினையின் சமன்படுத்தப்படாத சமன்பாட்டை முதலில் எழுதவேண்டும்.

(2) எந்த ஓர் அயனி, அணு, மூலக்கூறு அல்லது உறுப்பு ஆக்ஸிஜனேற்ற மடைகிறதோ அதன் சமன்பாட்டை எழுத வேண்டும்.

(3) ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் நிகழும் சமன்பாட்டையும் அமைத்துக்கொள்ள வேண்டும்.

(4) ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகிய இரு வினைகளிலும் சம எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் பங்கு பெறும்படி சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்தவேண்டும். இவ்வாறு செய்யும் போது பொதுவாக உள்ள அயனிகளை நீக்கிவிடலாம்.

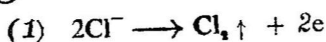
இம் முறைகளைக் கருத்தில்கொண்டு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டால் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்ற மடையும் வினையை அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலம் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்.



$$HCl + KMnO_4 \longrightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை

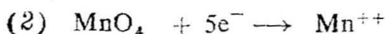
குளோரைடு அயனி குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.



$$(1) \quad 2Cl^- \longrightarrow Cl_2\uparrow + 2e$$

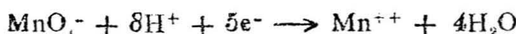
ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கவினை

MnO_4^- அயனியில் Mn-ன் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +7 ஆகும். மங்கனீச குளோரைடில் உலோகத்தின் வலு எண் +2. இச் சேர்மத்தில் மங்கனீசின் ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை +2. +7 நிலையிலிருந்து +2 நிலைக்கு ஒடுக்கமடைய மங்கனீசு 5 எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும்.



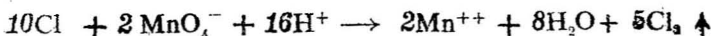
(2) $MnO_4 + 5e^- \longrightarrow Mn^{++}$

இச் சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்த இடப்பக்கம் $8H^+$ ஐச் சேர்க்க வேண்டும்.



$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O$$

ஆக்ஸிஜனேற்ற வினையில் இழக்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள், ஒடுக்கவினையில் பயன்படுத்தப்பட வேண்டும். எனவே, (1) ஆவது சமன்பாட்டை ஐந்தாலும், (2)ஆவது சமன்பாட்டை இரண்டாலும் பெருக்கி, இவ்விரண்டு சமன்பாடுகளையும் கூட்டினால் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது.



$$10Cl^- + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

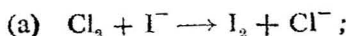
வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களிலுள்ள கோடிட்ட தனிமங்களின் ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள் யாவை?

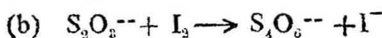
   (a) $H\underline{N}O_2$; (b) $\underline{Mn}O_2$; (c) $K_2\underline{Mn}O_4$;

   (d) $K_2\underline{Cr_2}O_7$; (e) $\underline{Cr_2}O_3$; (f) $H_2\underline{S_2}O_7$.

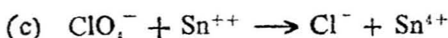
2. கீழ்க்கண்ட அயனிச் சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்துக:



   (a) $Cl_2 + I^- \longrightarrow I_2 + Cl^-$;



   (b) $S_2O_3^{--} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{--} + I^-$



   (c) $ClO_3^- + Sn^{++} \longrightarrow Cl^- + Sn^{4+}$

3. கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்கு அயனிச் சமன்பாடுகளை எழுதுக.

   (a) HCl, $K_2Cr_2O_7$ ஆல் ஆக்ஸிஜனேற்றப்படுதல்.
   (b) Cl_2, H_2S-ஐ ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்தல்.
   (c) ஃபெர்ரஸ் அயனி, $KMnO_4$ ஆல் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைதல்.

9. வேதிவினை வேக இயல்
(Chemical Kinetics)

வேதியியலில் காணப்படும் பல வினைகள் வெப்பநிலை, அழுத்தம், அடர்வு போன்ற சூழ்நிலைகளில் ஏற்படும் மாற்றங்களினால் தங்கள் வினைவேகங்களிலும் மாறுபாடு கொண்டு விளங்குகின்றன. சில வினைகள் மிக வேகமாகச் செயல்பட்டுக் கண நேரத்தில் நடைபெறுகின்றன. சான்றாக ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலமும், சோடியம் ஹைடிராக்ஸைடும் மிக வேகமாக வினைபட்டு நடுநிலைப் பொருளான உப்பையும் நீரையும் தருகின்றன. மாறாக, சில வினைகள் மிக மெதுவாகச் செயல்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண வெப்பநிலை, அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் இரு வாயுக்களையும் ஒன்றுசேர்த்து வைத்தால் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை. இதற்குக் காரணம் இச் சூழ்நிலைகளில், இவ் வினையின் வேகம் மிகக் குறைவு. ஆனால், நுரள்நிலையிலுள்ள பிளாட்டினம், வினைவேக மாற்றியையோ அல்லது ஒரு மின்பொறியையோ, இவ் வாயுக் கலவையுடன் சேர்த்தால், ஹைட்ரஜனும் ஆக்ஸிஜனும் ஒரு வெடிச் சப்தத்துடன் இணைந்து, நீர் உண்டாகிறது. சாதாரண வெப்பநிலை, அழுத்த நிலைகளில் இவ் வினை மிக மெதுவாக நடைபெறுகிறது. பொதுவாக, அனங்கக வினைகள் மிக வேகமாக நடைபெறுகின்றன. இவையெல்லாம் அயனிகளுக்கு இடையே நிகழும் வினைகள். மூலக்கூறுகளுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளான அங்கக வினைகள் மிக மெதுவாகச் செயல்படுகின்றன. இவ் விருவகை வினைகளுக்கும் நடுவே பல வினைகள் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் அளவுகத்தக்க வேகங்களுடன் செயல்படுகின்றன. ஒரு வேதிவினையின் வேகத்தைக்கொண்டு அவ் வினை வேகமாக அல்லது மெதுவாகச் செயல்படுகிறது எனக் கண்டறியலாம். வேதிவினைகளைப்பற்றி ஆராய்ந்து, அவற்றின் வேகத்தைச் சூழ்நிலைகள் எவ்விதம் பாதிக்கின்றன என்று அறிவது வேதிவினை வேக இயலில் சோதனைகளின் அடிப்படையாகும்.

வேதிவினையின் வேகத்தை, ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவில் சிதைந்து மறைந்த வினைப்பொருள் அல்லது அளவிலிருந்து கணக்கிடலாம். அதாவது, பல கால இடைவெளிகளில் அடர்வி லேற்படும் மாற்றங்களைக் கண்டறிந்து வேகத்தைக் கணக் கிடுகிறோம். அடர்வு மோல்கள்/லிட்டர் என்ற அலகிலும், வினையின் வேகம் ஓர் அலகு நேரத்தில் வினைபடு பொருளின் அடர்வு மாற்றமாகவும் கொடுக்கப்படுகிறது. வினைவேகங்களைக் கண்டறிய உதவுவது வேதிவினை வேக இயலாகும்.

வேதிவினைகள் பல்வகைப்படும். இவற்றில் முக்கியமானவை: மீள்தன்மையுள்ள, மீள்தன்மையற்ற வினைகள் (Reversible and Irreversible reactions) ஆகும்.

மீள்தன்மையற்ற வினை என்பது ஒரே திசையில் சென்று முடிவடைகிறது. இவ் வினைகளில் உண்டாகும் வினைபொருள்கள் திரும்பவும் வினைபட்டு வினைபடு பொருள்களைக் கொடுப்பதில்லை.

சான்றுகள் :

1. $C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4} 12\,C + 11\,H_2O$

2. $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$

3. $2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$

சில வினைகளில் முன்னோக்கிய பின்னோக்கிய வினைகள் ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன. அதாவது உண்டான வினை பொருள்கள் மீண்டும் இணைந்து வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன. இத்தகைய வினைகள் மீள்தன்மையுள்ள வினைகளாகக் கருதப்படுகின்றன. இவ் வினைகளுக்குச் சில சான்றுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

1. $Cl_2 + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$

2. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

3. $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2\uparrow$

4. $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

மேற்கண்ட சமன்பாடுகளில் காணும் இருபக்க அம்புக்குறி கள் முன்னோக்கிய வினை, பின்னோக்கிய வினை இவற்றைக் குறிக்றது.

ஒரு வினையின் ஆரம்பத்தில் முன்னோக்கிய வினை, பின்னோக்கிய வினையைவிட அதிக வேகமாகச் செயல்படுகிறது. விளையும் பொருள்கள் அதிகமாக உண்டாகும்போது முன்னோக்கிய வினையின் வேகம் குறைகிறது; பின்னோக்கிய வினையின் வேகம் அதிகமாகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவுக்குப் பிறகு முன்னோக்கிய, பின்னோக்கிய வினைகளின் வேகங்கள் சமமாகின்றன. இச் சூழ்நிலையில் வினை சமநிலையை அடைந்ததாகக் கருதப்படுகிறது. இச் சமநிலை ஓர் இயங்கு சமநிலையாகும் (dynamic equilibrium). இந் நிலையில் விளைந்த பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, வினையில் திரும்பக்கிடைத்த வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்கும். வினை இரு புறங்களிலும் நிகழ்ந்தாலும், வினைபடு பொருள்கள், விளைந்த பொருள்கள் ஆகியவற்றின் அடர்வு, ஒரு நிலையான மதிப்பைப் பெறுகின்றது. இப்போது வினை முடிந்துவிட்டது போல் தோன்றுகிறது.

வினை நடைபெற்றுக்கொண்டிருக்கும்போது, விளைபொருளின் அடர்வு குறைந்துகொண்டே செல்லும். அதனால் நேரம் செல்லச் செல்ல வினைவேகமும் (rate of reaction) குறைந்து கொண்டே செல்லும். எனவே, வினைவேகத்தைச் சரியாக அறிய மிகச் சிறிய இடைநேரத்தில் விளைபொருளின் அடர்வில் எவ்வளவு அடர்வு, மாற்றத்திற்கு உட்பட்டிருக்கிறது என்பதைக் கண்டறிய வேண்டும். இந்த இடைநேரத்தில் வினைவேகம் மாறாமல் இருக்கிறது எனக் கொள்ளலாம்.

மிகச் சிறிய இடைநேரம் dt என்றும், இச் சிறிய இடைநேரத்தில் மாற்றம் அடைந்த பொருளின் அடர்வு dc என்றும் கொள்வோம். எனவே, இச் சிறிய இடைநேரத்தில்

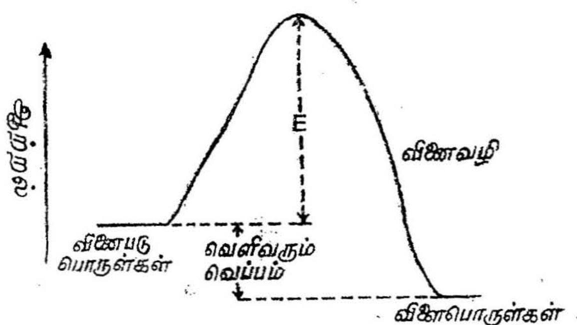
$$\text{வினைவேகம்} = \frac{dc}{dt}$$

வினைவேகத்தைப் பாதிக்கும் காரணக் கூறுகள்

(1) **வெப்பநிலை :** மிக மெதுவாகச் செயல்படும் வினைகளை ஊக்குவிக்க வினைபடும் பொருள்களைச் சூடுபடுத்த வேண்டும். வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது, வினைவேகம் அதிகரிக்கிறது. ஆனால், சில வினைகளின் வேகம் வெப்பநிலை உயர்வுடன் குறைகிறது.

சில வெப்ப வெளிவிடு வினைகள் (exothermic reactions) அறை வெப்பநிலையில் தாமாக நிகழ்வதில்லை. ஆனால்,இவ் வெப்ப நிலையில் தாமாகவே நிகழும் வெப்பம் உட்கொள்ளும் வினைகள் (endothermic reactions) இருக்கின்றன. இத் தோற்றப்பாடுகளையும், வெப்பநிலையுடன் வினைவேக விதம் அதிகரித்தலையும் 'கிளர்வுகொள் ஆற்றல்' (activation energy) கோட்பாட்டின் மூலம் விளக்கலாம். ஒரு வேதிவினை நடைபெறுவதற்கு வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் நிகழவேண்டும். ஆனால், மோதல்கள் எல்லாம் பயன் தரத்தக்க விதமாக அமையவில்லை. மோதிக்கொள்ளும் மூலக்கூறுகளின் ஆற்றல் 'கிளர்வு ஆற்றலுக்கு'ச் சமமாக இருக்கவேண்டும்.

விளைபொருள்களின் மூலக்கூறுகளைக் கிளர்வுற்ற நிலையை அடையச் செய்வதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றலைக் **கிளர்வு கொள் ஆற்றல்** என்கிறோம்.



படம் 14

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள படம் வினை நிகழும் வழியைக் காட்டுகிறது. மூலக்கூறுகள் கிளர்வுற்ற நிலையை அடைந்த பின்பே விளைபொருளாக மாறுகின்றன. எனவே, ஒரு வினையின் வேகத்தை நிர்ணயிப்பது கிளர்வுகொள் ஆற்றலாகும். ஒரு வினையின் கிளர்வுகொள் ஆற்றல் அதிகமாக இருப்பின், அவ் வினை மெதுவாக நடைபெறும். விளைபொருள்கள் வினைபுரிய வேண்டுமானால், முதலில் அவை ஓர் ஆற்றல் எல்லையைக் (energy barrier) கடக்க வேண்டும். ஒரு வினைவேக மாற்றி கிளர்வுகொள் ஆற்றலைக் குறைக்கிறது. இதனால் அதிக மூலக்கூறுகள் ஆற்றல் எல்லையைக் கடக்கின்றன. வினை துரிதமாகச் செயல்படுகிறது. வெப்பநிலை அதிகரித்தால், அதிக ஆற்றல் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. இதனால் வினையின் வேக விதம் அதிகரிக்கிறது.

(2) **வினைபடு பொருள்களின் பௌதிக நிலைமை:** ஒரு வினையின் வேக வீதம், அதில் பங்குகொள்ளும் வினைபடு திண்மத்தின் நிலையைச் சார்ந்துள்ளது. சான்றாக, நன்கு தூளாக்கப்பட்ட இரும்புத் தூள், இரும்புக் கட்டிகளைவிட வேகமாக வினைபடுகிறது. நன்கு தூளான சிங்க் கட்டிகளை விட வேகமாக அமிலத்தில் கரைகிறது.

(3) **வினைவேக மாற்றி:** தான் எவ்வித நிரந்தர வேதி மாற்றத்தையும் அடையாமல், வினையின் வேகத்தை மாற்றி யமைத்து, வினையின் முடிவில் மாறாதிருக்கும் பொருள்களுக்கு **வினைவேக மாற்றிகள்** எனப் பெயர். சான்றாக, ஆக்ஸிஜனைத் தயாரிக்க, பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் மங்கனீச டை ஆக்ஸைடு சேர்த்தால் வினை குறைந்த வெப்பநிலையிலும் மிக வேகத்துடன் நடைபெறுகிறது காரீய அறை முறையில் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை, சல்ஃபா ட்ரை ஆக்சைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்ய நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் பயன் படுகின்றன. சிறிய அளவு வினைவேக மாற்றி வினையின் வேகத்தை மிக்க அளவில் அதிகரிக்கச் செய்யப் போதுமான தாகும். சில வினைவேக மாற்றிகள் வினையின் வேகத்தைக் குறைக்கவும் செய்கின்றன. உதாரணமாக, சிறிதளவு சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடைச் சிதைவடையாமல் தடுக்கிறது.

(4) **ஒளி:** பல வினைகள் ஒளியினால் ஊக்குவிக்கப் படுகின்றன. இவ் வினைகளுக்கு **ஒளிவேதியியல் வினைகள்** (photochemical reactions) எனப் பெயர். ஹைட்ரஜன், குளோரின் கலந்த கலவை இருளில் வைக்கப்பட்டிருந்தால் எவ்வித வினையும் நிகழ்வதில்லை. சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் இக் கலவை வெடிச் சத்தத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது. ஒளியினால் ஊக்குவிக்கப்படும் மற்றொரு வினைக்கு உதாரணம், புகைப்படத் தொழிலில் சில்வர் ஹாலைடுகள் சிதைவடைவதாகும்.

(5) **அழுத்தம்:** திண்ம வினைபொருள்கள் அழுத்தத்தில் ஏற்படும் மாற்றங்களினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், வாயுக்கள் வினைபடும் வினைகளில் அழுத்தத்தின் விளைவு பெருமளவு மாற்றத்தை ஏற்படுத்துகிறது. வாயுக்களின் அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் வினைவேகமும் அதிகரிக்கும்.

(6) **வினைபொருளின் மோலார் அடர்வு:** வினைபொருளின் மோலார் அடர்வு அதிகமாக இருந்தால் அதிக அளவில் மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் (collisions) நிகழ்ந்து, வினை சிறப்பாக நடக்கும். எனவே, அடர்வு அதிகமாக இருந்தால் வினையின் வேகமும் அதிகமாக இருக்கும்.

வேதிச் சமநிலை (Chemical Equilibrium)

ஒரு வேதிவினை நிகழும்போது வினைபடு பொருள்கள் செயல்பட்டு விளையும் பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவுக்குப் பிறகு, வினைபடு பொருள்கள் கணிசமான அளவு மாற்றத்திற்குட்படாமலிருக்கும் பொழுதே நின்று விடுவதைப்போல வெளிப்படையாகத் தோன்றுகின்றன. குறிப்பிட்ட பல வெப்பநிலை, அழுத்தம், அடர்வு இவற்றின் சூழ்நிலைத் தொகுதிகளில் மாற்றம் நின்றுவிடுவதாகத் தோன்றும் நிலை எப்பொழுதும் மாறுபடாமலேயே இருக்கிறது. இவ்வகை மாற்றங்களை 'மீள் வினைகள்' (Reversible reactions) எனக் கூறலாம். ஒரு வினை தன் போக்கில் இந் நிலையை அடைந்தால், அது சமநிலையை அடைந்ததாகச் சொல்வது வழக்கம்.

வேதிச் சமநிலைகளில், வினை நிலைத்து நின்றுவிடுவதாகக் கொள்ளக்கூடாது. சமநிலைகளில் வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கும் வேகமும், விளைபொருள் கூடி வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கும் வேகமும் சமமாக இருப்பதாகக் கருதப் படுகிறது. இச் சமநிலை இயக்கச் சமநிலை (Dynamic equilibrium) எனப் பெயரிடப்படுகிறது.

நிறைதாக்க விதி (Law of Mass Action)

இயக்கம் சார்ந்த சமநிலை என்னும் கருத்து, வேதிச் சமநிலையில் உள்ள வினைபடு பொருள்கள், விளையும் பொருள்கள் இவற்றின் எடைகளுக்குள்ள தொடர்பைக் கணக்கிட ஒரு வழி வகுத்துக் கொடுக்கிறது. இத் தொடர்பை முதன் முதலில் குல்ட்பர்க், வாகே (Guldberg and Wage)என்னும் விஞ்ஞானிகள் கண்டுபிடித்தார்கள். நிறைதாக்க விதி எனப்படும் இவ் விதியின் படி, 'வேதிவினையின் வேகமும், வினைபடு பொருள்களின் மோலார் அடர்வுகளும் நேர்விகிதச் சமமாயிருக்கின்றன. அல்லது வினைபடு பொருள்களின் பொருண்மைக் கிளர்வுகளின் (active mass) பெருக்குத் தொகையும் வேதிவினை வேகமும் நேர்விகிதச் சமமாக இருக்கின்றன.' பொருண்மைக் கிளர்வு என்பது மோலார் அடர்வைக் குறிக்கும்.

நிறைதாக்க விதியைக் கணித முறையில் கீழ்வரும் வகையில் கணிக்கலாம்.

ஒரு மீள்வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். $A+B \rightleftharpoons C+D$. நிறைதாக்க விதியின்படி முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் $\alpha [A] [B]$

$[A]$, $[B]$ மூலக்கூறு அடர்வுகளைக் குறிக்கின்றன. இவை மோல்/லிட்டர் என்ற அலகால் அளக்கப்படுகின்றன.

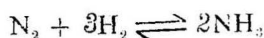
முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் $= K_1 [A] [B]$. இவ்வாறே, பின்னேக்கிய வினையின் வேகம் $\alpha [C] [D] = K_2 [C][D.]$ இச் சமன்பாடுகளில் K_1, K_2 ஆகியவை மாறிலியாகும். சமநிலையில் முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் = பின்னேக்கிய வினையின் வேகம்.

$$K_1 [A] [B] = K_2 [C] [D]. \text{ அல்லது } K = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C] [D]}{[A] [B]}$$

இச் சமன்பாட்டிலுள்ள 'K' சமநிலை மாறிலி எனப்படுகிறது. சமநிலையில் வினைபடு பொருள்களின் அடர்வுப் பெருக்குத் தொகையை வினைபடாமல் உள்ள பொருள்களின் பெருக்குத் தொகையால் வகுத்துவரும் ஈவு சமநிலை மாறிலி எனப்படும். இதன் மதிப்பு ஒரு திட்டமான வெப்பநிலையில் மாறுததாக இருக்கும்; வினைபடு பொருள்களின் எடையைச் சார்ந்ததன்று.

சில வினைகளின் சமநிலை மாறிலிகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு அடர்வைச் சார்ந்ததாக விளக்கலாம்.

(1) அமோனியா உண்டாதல் (ஹேபர் முறை): இவ் வினையில் ஒரு கனஅளவு நைட்ரஜன் வாயுவுடன் மூன்று கன அளவு ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கலந்து வினைபடுத்தும்போது அமோனியா உண்டாகிறது.



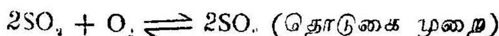
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] [H_2]^3}$$

நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அடர்வுகளை அதிகரித்தால் K-ன் மதிப்பை மாருமல் வைத்திருக்க அமோனியாவின் அடர்வும் அதிகரிக்க வேண்டும். வாயுக்கள் வினைபடும்

வினைகளிலெல்லாம் அழுத்தம், அடர்வுக்கு நேர்விகிதச் சமமாக இருப்பதால், வினைபடும் வாயுக்களான நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் அதிக அளவு அமோனியா உண்டாகும்.

(2) சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு தோன்றும் வினை : தொடுகை முறையில் (contact process) சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும் போது, சல்ஃபர் டை ஆக்ஸைடு, ஆக்ஸிஜனுடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.



$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \text{ (தொடுகை முறை)}$$

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$$

நிறைதாக்க விதியின்படி சமநிலை மாறிலி K-ன் மதிப்பை மேற்கண்ட சமன்பாட்டிலிருந்து பெறலாம். அமோனியா உண்டாகும் ஹேபர் வினையைப் போலவே இவ் வினையிலும், SO_2, O_2 ஆகியவற்றின் அடர்வின் அதிகரிப்பு அதிக அளவு சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடைத் தோன்றுவிக்கிறது. எனவே, அதிகஅழுத்தம் முன்னோக்கிய வினைக்குச் சாதகமாக அமைகிறது.

லீசாட்லியர்-பிரான் விதி (Lechatelier and Braun Principle)

இயக்கம் சார்ந்த சமநிலைகளின் தன்மைகள், வெப்பநிலை மாற்றம், அழுத்தமாற்றம் இவற்றால் எப்படி மாறுகின்றன என்பதை லீசாட்லியர், பிரான் விதியைப் பயன்படுத்திக் கண்டறியலாம். இவ் விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்.

ஓர் இயங்கு சமநிலையிலுள்ள அமைப்பின் வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற காரணக்கூறுகளில் மாற்றம் ஏற்படுத்தினால், அம் மாற்றங்களினால் ஏற்படும் விளைவுகளை ஈடுசெய்யும் வகையில் சமநிலை மாறும்.

இவ் விதியைக் கீழ்க்கண்ட இரு வினைகளுக்குப் பயன்படுத்துவோம்.

(1) ஹேபர் முறையில் அமோனியா தயாரித்தல்



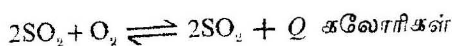
$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q \text{ கலோரிகள்}$$

அமோனியா தோன்றும் வினை வெப்பம் உமிழ்வினை (exothermic reaction) ஆகும். இச் சமன்பாட்டில் Q என்பது வெளிவிடப்படும் வெப்பத்தின் அளவைக் காட்டுகிறது.

(a) **அழுத்தத்தின் விளைவு** (Effect of Pressure): இவ் வினையின் நான்கு வாயு மூலக்கூறுகள் வினைபட்டு அமோனியா மூலக்கூறுகளைக் கொடுக்கின்றன. எனவே, இவ் வினை கனஅளவில் குறைவு ஏற்பட்டு நிகழும் வினையாகும். அமோனியா வாயு உண்டாகும்போது கனஅளவு குறைகிறது. சமநிலையிலுள்ள இவ்வமைப்பின் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதாகக் கொள்வோம். இதனால் அமைப்பில் ஏற்படும் விளைவைக் குறைக்கும் வகையில் வாயுக்களின் கனஅளவு குறையும். அமோனியா வாயு கனஅளவு குறைவு ஏற்பட்டு உண்டாவதால் அதிக அமோனியா வாயு உண்டாகிறது. ஹேபர் முறையில் 200 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் அமோனியா தயாரிக்கப்படுகிறது.

(b) **வெப்பநிலையின் விளைவு:** அமோனியா உண்டாகும் முன்னோக்கிய வினை வெப்பம் உமிழ்வினையாகும். அமோனியா சிதைவடையும் பின்னோக்கிய வினை வெப்பம் கொள்வினையாகும். அமைப்பின் வெப்பநிலையைக் குறைத்தால், இதனால் ஏற்படும் விளைவை நீக்கும் வகையில் வெப்பம் வெளிவிடப்படும். அமோனியா தோன்றும் வினை வெப்பம் வெளிவிடும் வினையாதலால், வெப்பநிலையைக் குறைத்தால் அதிக அளவு அமோனியா உண்டாகிறது. ஆனால், வினையை ஊக்குவிப்பதற்கும் அதிக அளவு அமோனியா பெறுவதற்கும், 500°C வெப்பநிலையிலும் ஒரு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையிலும் இவ் வினை நிகழ்த்தப்படுகிறது.

2. **தொடுகைமுறையில் சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு தயாரித்தல்**



$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q \text{ கலோரிகள்}$$

தொடுகைமுறையில் சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு தயாரிக்கும் வினையும், ஹேபர் முறையைப் போலவே வெப்பம் உமிழ் வினையாகவும், கனஅளவு குறைவுடனும் செயல்படுகிறது. எனவே, அதிக அளவு சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடைப் பெறுவதற்கு அதிக அழுத்தமும், குறைவான வெப்பநிலையும் உதவி செய்கின்றன. இச் சூழ்நிலைகளில் முன்னோக்கிய வினை நன்கு செயல்பட்டு அதிக அளவு சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

வினாக்கள்

1. மீள்தன்மையுள்ள, மீள்தன்மையற்ற வினைகளைப்பற்றி விவரி. சமநிலை மாறிலி என்பது யாது?

2. ஒரு வேதிவினையைப் பாதிக்கும் காரணக்கூறுகள் யாவை? அவற்றின் விளைவுகளை விளக்கிக் கூறு.

3. லிசாட்லியர்- பிரான் தத்துவத்தைக் கூறி, கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்கு அதை எவ்வாறு பயன்படுத்தலாம் என்று விவரி.

(a) $N_2 + 3H_2 + \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$ கலோரிகள்

(b) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$ கலோரிகள்

(c) ஒரு வினையின் சமநிலை மாறிலி என்பது யாது? அதன் மதிப்பைக் கீழ்க்கண்ட பொதுவான வினையிலிருந்து எவ்வாறு கண்டறிவாய்?

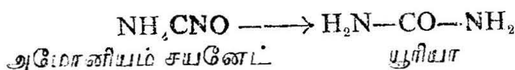


10. அங்கக வேதியியல்

வேதியியலில் இதுவரை 104 தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப் பட்டுள்ளன. இவற்றில் கார்பன் சில சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றுத் தனிப்பட்டு விளங்குகிறது. கார்பன் அணு பல்வேறு கார்பன் அணுக்களுடன் நேரிடையாக ஒரு சங்கிலித் தொடர் போல் இணையும் பண்பைப் (catenation) பெற்றுள்ளதால், அதன் சேர்மங்கள் மற்ற 103 தனிமங்களிலிருந்து உண்டாகும் சேர்மங்களைக் காட்டிலும் அதிக எண்ணிக்கையுள்ளவை. தற் போது சுமார் பத்து லட்சம் கார்பன் சேர்மங்கள் உள்ளனவாகத் தெரிகிறது. இதனால் கார்பன் சேர்மங்கள்மட்டும் அங்கக வேதியியல் (Organic Chemistry)என்னும் தனிப்பட்ட வேதி யியல் பகுதியாக வகைபடுத்தப்பட்டுள்ளன. மற்றத் தனிமங் களின் சேர்மங்கள் அனங்கக வேதியியல் (Inorganic Chemistry) என்னும் பகுதியில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

கார்பன் எல்லா உயிரினங்களிலும் இன்றியமையாத ஒரு பகுதிப் பொருளாக விளங்குவதால், அதன் சேர்மங்கள் அங்ககச் சேர்மங்கள் என வழங்கப்படுகின்றன. இச் சேர்மங்கள், உயிரினங்களாகிய தாவரம், விலங்கு ஆகியவற்றிலிருந்து உண்டா கின்றன எனக் கருதப்பட்டது. அங்ககச் சேர்மங்களுக்குச் சில முக்கியமான உதாரணங்கள்: சர்க்கரை, ஸ்டார்ச், ஆல்கஹால் முதலியன. இச் சேர்மங்கள் எல்லாவற்றிலும் கார்பன் அடிப் படையாக உள்ளது. இவற்றில் சில சிக்கலான தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன. உயிரினங்களிலுள்ள உயிர்ச் சக்தியின் (vital force) மூலம்தான் இச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன என்றும், இவற்றைச் செயற்கை முறையில் சோதனைச்சாலையில் தயாரிப்பது இயலாது என்றும் ஒரு கருத்து முற்காலத்தில் நிலவி வந்தது. ஆனால், 1828-ல் ஜெர்மன் நாட்டு விஞ்ஞானியான ஃபிரடிரிக் வோலர் (Friedrich wohler) இக் கருத்துத் தவறு என நிரூபித்தார். விலங்குகளின் சிறுநீரில் காணப்படும் யூரியா

(urea) என்ற அங்ககச் சேர்மத்தை அமோனியம் சயனேட் என்ற அங்ககச் சேர்மத்திலிருந்து தயாரித்தார்.



$$NH_4CNO \longrightarrow H_2N-CO-NH_2$$

அமோனியம் சயனேட் யூரியா

இதேபோன்று மற்ற அங்ககச் சேர்மங்களும் எவ்வித உயிர்ச் சக்தியின் தொடர்பின்றித் தயாரிக்கப்பட்டன. ஆகவே, உயிர்ச் சக்திக் கொள்கை தோல்வியுற்றது. அங்ககச் சேர்மங்கள் எல்லாம் கார்பன் என்ற தனிமத்தின் சேர்மங்களே என்ற முடிவு ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்டு, இவற்றைக் கரிமச் (கரி = கார்பன்) சேர்மங்கள் என்றும் வகைப்படுத்தினர்.

நம் அன்றாட வாழ்க்கையில் அங்ககச் சேர்மங்களின் பங்கு இன்றியமையாததாகும். வாழ்க்கையின் பல்வேறு துறைகளான விவசாயம், மருத்துவம், மற்றும் பல தொழில்வகைகளில் கார்பன் சேர்மங்கள் பெருமளவு பயன்படுகின்றன. நாம் உண்ணும் உணவு, உடுக்கும் உடைக்குத் தேவையான பட்டு, பருத்தி, டெரிலின், நைலான் போன்றவை, பிளாஸ்டிக் சாமான்கள், சாயங்கள், பலவகை வர்ணங்கள், வாசனைப் பொருள்கள், காகிதம், சோப்புப் போன்றனவும், இன்னும் பலவும் அங்ககச் சேர்மங்களே ஆகும். அங்ககச் சேர்மங்கள் பயனாகாத தொழில்துறையே இல்லை எனலாம். மனித உடல் பல்லாயிரக்கணக்கான அங்ககச் சேர்மங்களால் அமைந்த ஒரு சிக்கலான அமைப்பாகும்.

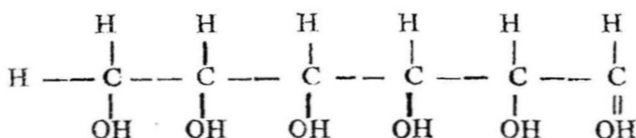
கார்பன் அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று தொடர்ந்து சங்கிலிச் சேர்மங்களையும் (chain compounds), வளையச் சேர்மங்களையும் (ring compounds) உண்டாக்குகின்றன. அங்ககச் சேர்மங்கள் தனித்தன்மை உடையனவாகவும், சிறப்பான சில பண்புகளைப் பெற்றுள்ளனவாகவும் உள்ளன.

அங்ககச் சேர்மங்கள் எவ்வாறு அனங்ககச் சேர்மங்களிலிருந்து மாறுபட்டிருக்கின்றன என்பதைக் கீழே காண்போம்.

(1) அங்ககச் சேர்மங்கள், கார்பனின் சேர்மங்களாக இருப்பதால், எளிதில் எரியும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளன; இதற்குச் சில விதிவிலக்குகளும் உள்ளன. இச் சேர்மங்கள் எரிக்கப்பட்டவுடன் கறுப்பாக மாறுகின்றன. 400°C-க்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் அங்ககச் சேர்மங்கள் சிதைந்து கருமை

நிறக் கார்பனை உண்டாக்குகின்றன. பிறகு உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் எரிந்து கார்பன்-டை-ஆக்சைடை வெளியாக்குகின்றன. உதாரணம்: சர்க்கரை, சோப்பு, மெழுகு, எண்ணெய்கள் முதலியன. அனங்ககச் சேர்மங்கள் எரிவதில்லை. சில சேர்மங்கள் மிக அதிகமான வெப்பநிலைகளில் தவிர மற்ற வெப்பநிலைகளில் உருகுவதில்லை.

(2) மற்றத் தனிம அணுக்களிலிருந்து வேறுபட்டு, கார்பன் அணு பல்வேறு கார்பன் அணுக்களுடன் இணைந்து, சங்கிலிச் சேர்மங்கள் உண்டாக்கும் தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. இச் சங்கிலிகளில் அல்லது வளையங்களில் ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகிய தனிமங்கள் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன, இதனால், அங்ககச் சேர்மங்கள் அதிகமான மூலக்கூறு எடையைப் பெற்று, சிக்கலான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. சான்றாக, குளுகோஸ் (glucose) என்ற சர்க்கரைச் சேர்மத்திற்குக் கீழ்க்கண்ட அமைப்பு வாய்பாடு கொடுக்கப்பட்டுள்ளன.



இச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_6H_{12}O_6$ ஆகும். சோப்பு $C_{17}H_{35}COONa$ என்ற வாய்பாட்டைப் பெற்றுச் சிக்கலான அமைப்பு வாய்பாட்டைக் கொண்டுள்ளது. அனங்ககச் சேர்மங்கள் யாவும் எளிய வாய்பாட்டையே பெற்றுள்ளன.

(3) மற்றத் தனிமங்களின் சேர்மங்களைவிடப் பத்து மடங்கு அதிக எண்ணிக்கையுள்ள அங்ககச் சேர்மங்கள் கிடைத்திருக்கின்றன. இருப்பினும், பல்வேறு பண்புகளைப் பெற்றுள்ள எல்லா அங்ககச் சேர்மங்களும் குறிப்பிட்ட ஒருசில தனிமங்களையே பெற்றிருக்கின்றன. சான்றாக, எல்லா அங்ககச் சேர்மங்களும் கார்பனைப் பெற்றிருக்கின்றன. அநேகமாக எல்லாச் சேர்மங்களும் ஹைட்ரஜனையும், பல சேர்மங்கள் ஆக்ஸிஜனையும், சில ஹாலஜன்களையும், ஒருசில சேர்மங்கள் சல்ஃபர் பாஸ்ஃபரஸ் ஆகிய தனிமங்களையும் பெற்றுள்ளன. சான்று: கரும்புச் சர்க்கரை $C_{12}H_{22}O_{11}$; எத்தில் ஆல்கஹால் C_2H_5OH; அசிடிக் அமிலம் CH_3 COOH; மற்றும் ஸ்டார்ச், எண்ணெய்கள் முதலியன. இவை ஒவ்வொன்றும் முற்றிலும் மாறுபட்ட பண்புகளைப் பெற்று

இருப்பினும், கார்பன், ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன் ஆகிய மூன்று தனிமங்களைமட்டும் கொண்டிருக்கின்றன. ஆனால், அனங்ககச் சேர்மங்கள் யாவும் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பல தனிமங்களாலானவை, சான்றாக, சாதாரண உப்பு—NaCl ; னைட்டர்—KNO_3 ; எப்சம் உப்பு $MgSO_4$ $7H_2O$; கால்சியம் சூப்பர்பாஸ்ஃபேட்—$CaH_4(PO_4)_2$; பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்—$KMnO_4$; பொட்டாசியம் டை குரோமேட்—$K_2Cr_2O_7$ முதலியன. இவை யாவும் பல்வேறு தனிமங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன.

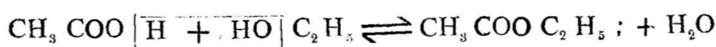
(4) அங்ககச் சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால், அங்ககக் கரைப்பான்களான ஈத்தர், கார்பன் டை சல்ஃபைடு, கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு ஆகியவற்றில்தான் கரையும். அனங்ககச் சேர்மங்கள் நீரில்தான் கரையும் ; அங்ககக் கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை.

(5) அங்ககச் சேர்மங்கள் சமவலுப் பிணைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இவை கரைசல்களில் அயனியாவதில்லை. அனங்ககச் சேர்மங்கள் மின்வலுப் பிணைப்புக் கொண்டவை. நீரில் கரையும் தன்மையுள்ள இச் சேர்மங்கள் கரைசல்களில் அயனியாகும் பண்பு கொண்டவை, இதனால், சர்க்கரையை நீரில் கரைத்தவுடன் அயனிகள் உண்டாவதில்லை. கரைசலில் மின்னேற்றமற்ற சர்க்கரை மூலக்கூறுகளே உள்ளன. ஆனால், சாதாரண உப்பை நீரில் கரைத்தால் சோடியம் அயனிகளும், குளோரைடு அயனிகளும் உண்டாகின்றன,



$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

(6) அங்ககச் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் மூலக்கூறுகளாகவே உள்ளதால், இவற்றிற்கிடையே நிகழும் வினைகள் மின்னேற்ற மூலக்கூறுகள் பங்குபெறும் வினைகளாகும். இதனால் இவ் வினைகள் மிக மெதுவாக நடைபெறுகின்றன. அநேகமாக இவ் வினைகள் முற்றுப்பெறுவதில்லை. ஆனால், அனங்கக வினைகள், அயனிகளுக்கு இடையே நிகழும் வினைகளாகும். இவ் வினைகள் மிக வேகமாகச் செயல்பட்டு முற்றுப்பெறுகின்றன. சான்றாக, எத்தில் ஆல்கஹால், அசிடிக் அமிலம் இவற்றைச் சேர்த்து வினைபடுத்தும்போது வினை முற்றுப்பெறுவதில்லை. வினைபடும் பொருள்களும், விளையும் பொருள்களான எத்தில் அசிட்டேட், நீர் ஆகியவையும் ஓர் இயக்கம் சார்ந்த சமநிலையிலிருக்கின்றன. வினை மிக மெதுவாக நடைபெறுகிறது.



$$CH_3\,COO\,\boxed{H + HO}\,C_2H_5 \rightleftharpoons CH_3\,COO\,C_2H_5\,;\, + H_2O$$

அசிடிக் அமிலம் எத்தில் ஆல்கஹால் எத்தில் அசிட்டேட்

அனங்கக வேதியியலில் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் இவற்றைச் சேர்த்தவுடன் சோடியம் குளோரைடு உண்டாகிறது.

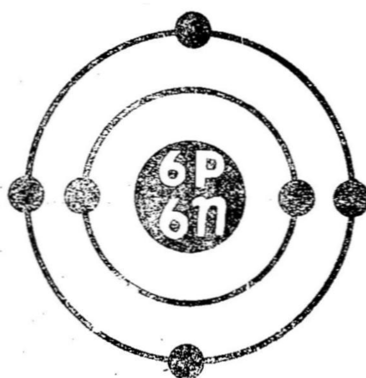


$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

(7) அங்ககச் சேர்மங்கள் ஐசோமெரிசம் என்ற சிறப்புப் பண்பைப் பெற்றிருக்கின்றன. அனங்ககச் சேர்மங்களில் இவ்வகைப் பண்பு காணப்படுவதில்லை.

அங்ககச் சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடு

கார்பன் அணுக்கள் இணைந்து அங்ககச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. எனவே, இச் சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடு கார்பனின் அமைப்பைப் பொறுத்திருக்கிறது.



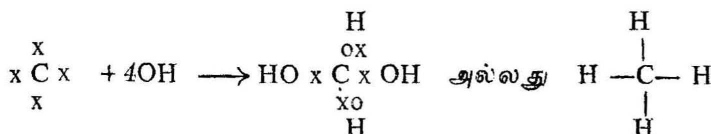
அணு எண்: 6

அணு எடை: 12

கார்பன் அணுவின் உள்ளமைப்பு

கார்பனின் வலுஎண் நான்கு ஆகும். இதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்புப்படி நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் வெளிச்சுற்றுப் பாதையில் அமைந்துள்ளன. கார்பன் அணு மற்றத் தனிமங்களுடன் சமவலுப்பிணைப்புகளை உண்டாக்கி, நான்கு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுத் தனிம அட்டவணையில் அடுத்த

மந்த வாயுவின் நிறைவுற்ற எண்ம (octet) எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப்பெறுகிறது. சான்றாக, மீத்தேனில் (methane), நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து, ஒவ்வொன்றுடனும் ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து கொள்கிறது.

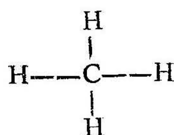


கார்பனின் உச்ச வலு எண் (maximum valency) நான்கு தாம். நான்கு சமவலுப் பிணைப்புகளைத்தாம் இது உண்டாக்க முடியும் இத் தனிம அணுவின் கடைசிச் சுற்றுப்பாதையில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள்தாம் இருக்கமுடியும். இத்தகைய அமைப்பினால் உண்டாகும் சேர்மங்கள் மிக்க நிலைப்புத்தன்மை வாய்ந்தவையாக இருக்கின்றன. கார்பன் அணு மற்றொரு கார்பன் அணுவுடனோ, அல்லது ஹைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன், ஹாலஜன் இவற்றுடனோ உண்டாக்கும் சமவலுப் பிணைப்பு மிக்க வலுவுடன் உள்ளதால் இச் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையானதாக இருக்கின்றன.

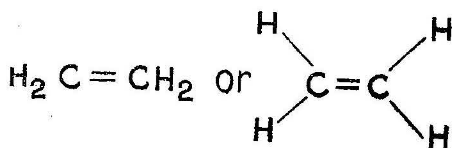
வான்ட்-ஹாஃப், லேபல் (Van't Hoff and Label) இவர்கள் அளித்த கோட்பாட்டின்படி கார்பன் அணுவின் நான்கு இணைதிறன்களும், ஓர் ஒழுங்கான நான்முகியின் (tektra hedran) நான்கு மூலைகளை நோக்கி அமைந்திருப்பதாகவும், கார்பன் அணு நான்முகியின் மையத்தில் உள்ளதாகவும் கருதப்படுகிறது. இவ்வமைப்பில் இரு பிணைப்புகளுக் கிடையே உண்டாகும் கோணம் 109°28′ எனவும், இப் பிணைப்புகள் ஒன்றுக்கொன்று சம தூரத்தில் இருக்கின்றன எனவும் அறியப்பட்டது.

கார்பன் அணு மற்ற அணுக்களுடன் இணைந்து பல சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. இச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடு, இவற்றில் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின்

எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறதே தவிர, இவ்வணுக்கள் எவ்வாறு பிணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன என்பதைக் கூறுவதில்லை. சான்முக மீத்தேனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CH_4 ஆகும். இந்த வாய்பாடு, நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் கார்பன் அணுவுடன் எவ்வாறு இணைந்திருக்கின்றன என்று காட்டுவதில்லை. அமைப்பு வாய்பாட்டின் மூலம்தான் நாம் இதை அறிய முடியும். மீத்தேனின் அமைப்பு வாய்பாடு :



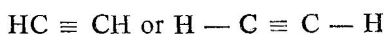
சில சேர்மங்களில் கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே இரட்டைப் பிணைப்புகள் காணப்படுகின்றன. ஒரு கார்பன் அணுவின் வலு எண்கள் மற்றொரு கார்பன் அணுவின் இரண்டு வலு எண்களுடன் சேர்ந்து இரட்டைப் பிணைப்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன. எத்திலீன் இவ்வகைச் சேர்மத்திற்கு எடுத்துக்காட்டாக விளங்குகிறது. எத்திலீன் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_4 ஆகும். இதன் அமைப்பு வாய்பாடு :



இத்தகைய இரட்டைப் பிணைப்பில் திரிபு (strain) மிக அதிக முள்ளதால், இது எளிதில் பிளவுபடும் தன்மையுள்ளது. இதனால் இவ்வகை இரட்டைப் பிணைப்பைப் பெற்ற சேர் மங்கள் மிக்க வீரியமுள்ளவை (highly reactive).

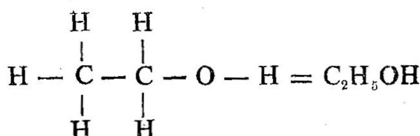
கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே வேறொருவகைப் பிணைப்பும் காணப்படுகிறது. இரு கார்பன் அணுக்கள் முப்பிணைப்பால்

இணைந்து அசிட்டிலீன் என்ற சேர்மம் உண்டாகிறது. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_2. அமைப்பு வாய்பாடு :



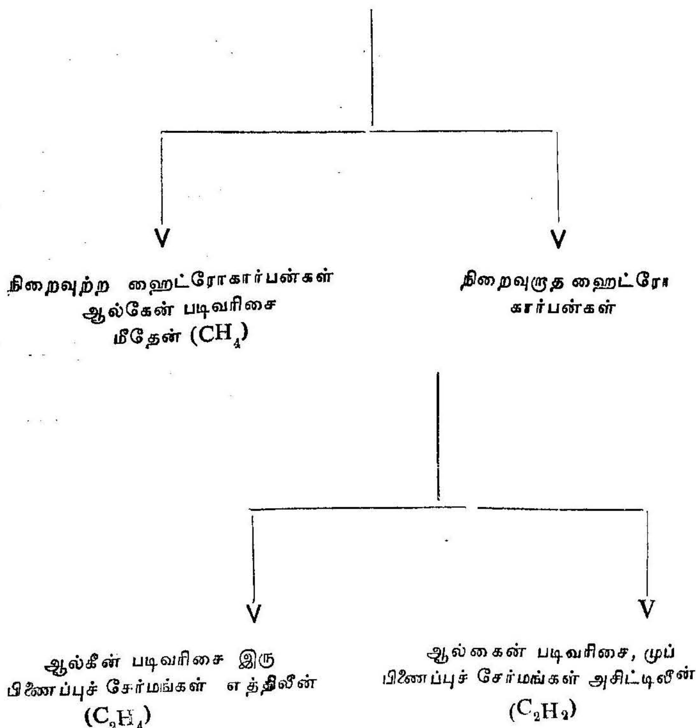
இருபிணைப்பைக் காட்டிலும் முப்பிணைப்பு வலுக் குன்றியது. இருபிணைப்பு, முப்பிணைப்பு இவற்றைப் பெற்றுள்ள சேர்மங்கள் ஓரிணைத் திறனுள்ள தனிமங்களுடன் வினைபட்டு ஒருபிணைப்பைக் கொண்ட நிலைப்புச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன.

எத்தில் ஆல்கஹால் C_2H_6O என்ற மூலக்கூறு வாய் பாட்டைப் பெற்றுள்ளது. இதன் அமைப்பு வாய்பாடு :



நிறைவுற்ற நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

ஹைட்ரஜன், கார்பன் ஆகிய இரு தனிமங்கள் மட்டுமே கொண்டுள்ள ஹைட்ரோகார்பன்கள் நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்கள் (saturated hydrocarbons), நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்கள் (Unsaturated hydrocarbons) என இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். மீத்தேன் போன்ற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோகார்பன்களின் அணுக்களிடையே ஒருபிணைப்புத் தான் (single bond) காணப்படுகின்றன. நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பன்களின் கார்பன் அணுக்களிடையே இரட்டைப்பிணைப்போ (double bond) அல்லது முப்பிணைப்போ (triple bond காணப்படுகின்றன. ஹைட்ரோகார்பன்கள் எவ்வாறு பிரிக்கப்பட்டுள்ளன என்றும் ஒவ்வொரு (ஓரினத் தொடரில்) படிவரிசையில் (homologous series) உள்ள முதல் சேர்மங்களும் பின்புறம் தரப்பட்டுள்ளன.



படி வரிசைகள் (Homologous Series)

அங்ககச் சேர்மங்களைப் பல பகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம். இப் பிரிவுகளைப் படிவரிசைகள் (homologous series) என்கிறோம். ஒரு படிவரிசையைச் சார்ந்த சேர்மங்களனைத்தும் ஒத்தமுறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இச் சேர்மங்களனைத்தும் பெரிதும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஒரே படிவரிசையில் அடுத்தடுத் துள்ள சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டில் உள்ள வித்தியாசம் ஒரு CH_2 தொகுதியாகும். ஒரு வரிசையில் உள்ள எல்லாச் சேர்மங்களுக்கும் பொதுவான மூலக்கூறு வாய்பாடு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இரண்டு அடுத்தடுத்துள்ள சேர்மங் களின் மூலக்கூறு எடைகளுக்கிடையே உள்ள வித்தியாசம் 14

ஆகும், ஒரு படி வரிசையில் உள்ள சேர்மங்களை அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் அமைத்தால், அவற்றின் பௌதிகப்பண்புகள் ஒரு சீரான மாற்றத்தை அடைகின்றன.

கீழ்க்காணும் உதாரணங்கள் மேற்கூறியவற்றை நன்கு விளக்குகின்றன.

(1) மீதேன்	ஈத்தேன்	புரோப்பேன்	ப்யூட்டேன்	பொதுவான வாய்பாடு
CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	$CnH_2n + 2$
(2) மெத்தில் ஆல்கஹால் CH_3OH	எத்தில் ஆல்கஹால் C_2H_5OH	புரோப்பைல் ஆல்கஹால் C_3H_7OH	ப்யூட்டைல் ஆல்கஹால் C_4H_9OH	$CnH_2n + 1OH$

செயல்படு தொகுதிகள் (Functional Groups)

எந்த ஒரு படிவரிசையை எடுத்துக்கொண்டாலும், அதிலுள்ள சேர்மங்கள் வேதிவினைகளில் ஈடுபடும்பொழுது பொதுவாகக் குறிப்பிட்ட ஒரு தொகுதியின் வினைகளாகத்தான் காண்கிறோம். (ஆயினும் மூலக்கூறின் அமைப்பை ஒட்டிப் பல சூழ்நிலைகளில் வேற்றுமைகளும் உள்ளன). ஆல்கஹால் சேர்மங்களின் பண்புகளைப்பற்றி ஆராயும் பொழுது, ஹைட்ராக்சில் (Hydroxyl) - OH தொகுதியின் வினைகளைப்பற்றி அறிகிறோம். குறிப்பிட்ட ஒரு சில பண்புகளைக் காட்டும் தொகுதியைச் செயல்படு தொகுதி (functional group) என்று வழங்குகிறோம். படிவரிசை ஒவ்வொன்றிற்கும் பொதுவான செயல்படு தொகுதி உள்ளது. இரண்டு செயல்படு தொகுதிகள் கொண்ட (bifunctional) சேர்மங்களும் உள்ளன. அமிலத்தன்மையுள்ள அங்ககச் சேர்மங்களில் பொதுவாக கார்பாக்ஸில் (—CoOH) தொகுதி இருக்கலாம். ஆதலால், அமிலங்கள் யாவும் ஒரே பண்புள்ளதாக உள்ளன. அங்ககச் சேர்மங்களிலுள்ள செயல்படு தொகுதிகளை அனங்ககச் சேர்மங்களிலுள்ள உறுப்புகளுடன் (radicals) ஒப்பிட்டுக் கூறலாம். ஓர் உலோகத்தின் கார்பனேட் $(CO_3)^{--}$ அயனி நீர்த்த அமிலங்களில் இருந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடை வெளியேற்றுகிறது. இப்பண்பு உலோகத்தின் தன்மையைப் பொறுத்ததன்று. இதே

போல், OH—தொகுதியைப் பெற்ற எல்லாச் சேர்மங்களும் ஒத்த வேதிப்பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. மூலக்கூறின் மற்றப் பாகங்களின் அமைப்பு இவ் வினைகளைப் பொதுவாகப் பெரிதும் பாதிப்பதில்லை.

கார்பன் சேர்மங்களில் அடிக்கடி தென்படும் சில முக்கியச் செயல்படு தொகுதிகள் கீழே அட்டவணையில் கொடுக்கப் படுகின்றன.

சேர்மத்தின் வகை	செயல்படு தொகுதி		மேற்கோள்
	வாய்பாடு	பெயர்	
ஹைட்ரோ கார்பன்	—C—C—C— (ஒற்றைப் பிணைப்பு)	ஆல்கேன்	(CH_3-CH_2-CH_3) ப்ரோப்பேன்
,,	>C = C<	ஆல்கீன்	($CH_2 = CH_2$) எத்திலீன்
,,	—C ≡ C—	ஆல்கைன்	($CH \equiv CH$) அசிட்டிலீன்
ஆல்கஹால்கள்	— OH	ஹைட்ராக்சில்	(CH_3 — OH) மெத்தில் ஆல்கஹால்
ஆல்டிஹைடுகள்	— CHO	ஆல்டிஹைடு	(CH_3 — CHO) அச்சிட்டால்டிஹைடு
கீட்டோன்கள்	—C(=O)—	கார்பனைல்	(CH_3—$COCH_3$) அசிட்டோன்
அமிலங்கள்	— COOH	கார்பாக்சில்	(CH_3-COOH) அசிட்டிக் அமிலம்
ஈதர்கள்	—C—O—C—	ஈதர்	(C_2H_5—O—C_2H_5) டை ஈதைல் ஈதர்
அமின்கள்	—NH_2	அமினோ	CH_3-NH_2 மெத்தில் அமின்

ஐசோமெரிசம்
(Isomerism)

அனங்கக வேதியியலில் ஒரு மூலக்கூறு வாய்பாடு ஒரு சேர்மத்தைத்தான் குறிக்கும். சான்றாக, $CaCO_3$ $MgSO_4$ என்ற வாய்பாடுகள் முறையே கால்சியம் கார்பனேட்டையும், மக்னீசியம் சல்ஃபேட்டையும் குறிக்கின்றன. ஆனால், அங்ககவேதியியலில் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றிருக்கின்றன. சான்றாக C_2H_6O என்ற ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாடு உடைய இரு சேர்மங்கள் உள்ளன. ஒன்று, எத்தில் ஆல்கஹால்—C_2H_5OH; மற்றொன்று, டைமெத்தில் ஈத்தர் $CH_3—O—CH_3$. இவ் விரண்டுசேர்மங்களும், பௌதிக,வேதிப் பண்புகளில் மிகவும் மாறுபட்டவை. இச் சேர்மங்கள் 'ஐசோமர்கள்' (Isomers) அல்லது 'ஐசோமரைடுகள்' (Isomerides), என்று வழங்கப்படுகின்றன. இவற்றைப்பற்றிய தோற்றப்பாடு (phenomenon) ஐசோமெரிசம் (Isomerism) எனப்படும்

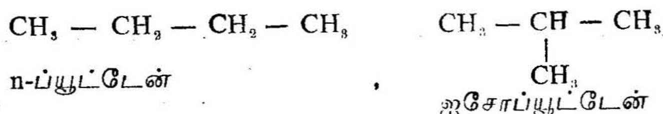
இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப்பெற்று, வெவ்வேறு பௌதிக, வேதிப் பண்புகளைக் கொண்டிருந்து ஏற்படுத்தும் தோற்றப்பாடு ஐசோமெரிசம் எனப்படும்.

ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிகரித்தால், ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ள சேர்மங்களின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கும். C_3H_7OH என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்று இரண்டு சேர்மங்களும் $C_{12}H_{26}$ என்ற வாய்பாட்டிற்கு 355 சேர்மங்களும் உள்ளன.

ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டுடன் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் இருப்பதற்குக் காரணம், அவற்றின் உள்ளமைப்புகள் மாறுபட்டனவாக இருப்பதேயாகும். அதாவது ஒவ்வோர் ஐசோமரும் தனிப்பட்ட, திட்டமான, அதற்கே உரித்தான உள்ளமைப்பு வாய்பாடு (structural or constitutional formula) கொண்டதாக இருக்கும். இவ்வாறு மாறுபட்ட உள்ளமைப்பினால் ஏற்படும் ஐசோமெரிசத்திற்கு 'உள் அமைப்பு ஐசோமெரிசம்' (Structural Isomerism) எனப் பெயர்.

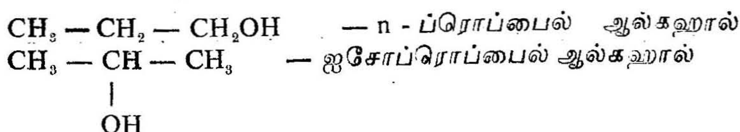
உள்ளமைப்பு ஐசோமெரிசத்தைக் கீழ்க்கண்ட மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.

(i) சங்கிலி ஐசோமெரிசம் (Chain Isomerism): ஐசோமர்கள் வெவ்வேறு கார்பன் சங்கிலிகளைப் (carbon chain) பெற்று, பிணைப்பில் மாறுபட்டிருந்தால், இவை சங்கிலி ஐசோமெரிசத்தைக் காண்பிக்கும் எனக் கூறலாம். சான்றாக, C_4H_{10} என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டை இரண்டு ஹைட்ரோகார்பன்கள் பெற்றுள்ளன. ஒரு சேர்மத்தில் கார்பன் அணுக்கள் யாவும் நேர் சங்கிலித்தொடரில் (straight chain) இணைந்துள்ளன. இச்சேர்மம் நார்மல் ப்யூட்டேன் அல்லது n-ப்யூட்டேன் என வழங்கப்படுகிறது. மற்றொரு சேர்மம் கிளைச்சங்கிலித் தொடரைப் (baranched chain) பெற்றுள்ளது. இதை ஐசோ ப்யூட்டேன் என வழங்கலாம்.



சங்கிலி ஐசோமர்கள் எல்லா பௌதிகப்பண்புகளில் மாறுபட்டும் பல வேதிப் பண்புகளில் வேறுபட்டும் உள்ளன.

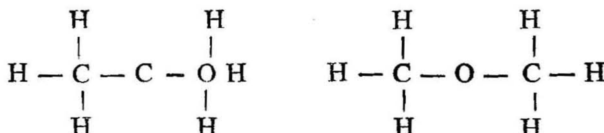
(ii) இட ஐசோமெரிசம் (Position Isomerism): ஒரே அணு, அல்லது பல அணுக்களின் தொகுதி இவை, இரண்டு சேர்மங்களில் வெவ்வேறு இடங்களைப் பெற்று ஏற்படுத்தும் ஐசோமெரிசத்திற்கு இட ஐசோமெரிசம் என்று பெயர். சான்றாக n-ப்ரோப்பைல் ஆல்கஹால், ஐசோ ப்ரோப்பைல் ஆல்கஹால் இவையிரண்டும் C_3H_7OH என்ற ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்று இட ஐசோமெரிசத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன.



n - ப்ரொப்பைல் ஆல்கஹாலில், ஹைடிராக்சில் தொகுதி கடைசிக் கார்பன் அணுவிலும், ஐசோப்ரொப்பைல் ஆல்கஹாலில் இத் தொகுதி நடுக்கார்பன் அணுவிலும் இணைந்துள்ளது.

(iii) வினைச் சார்பு ஐசோமெரிசம் (Functional Isomerism): ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றும், வெவ்வேறு வகைச் செயல்படு தொகுதிகளைக் (functional groups) கொண்டு

முள்ள சேர்மங்கள் வினைச்சார்பு ஐசோமெரிசத்தை உண்டாக்குகின்றன. சான்றாக, C_2H_6O என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டை, எத்தில் ஆல்கஹால், டைமெத்தில் ஈத்தர் இவை இரண்டும் கொண்டிருக்கின்றன.



எத்தில் ஆல்கஹால் I டைமெத்தில் ஈத்தர் II

சேர்மம் I ஹைடிராக்ஸில் தொகுதியையும் (OH), சேர்மம் II ஈத்தர் தொகுதியையும் (C—O—C) பெற்றிருக்கின்றன. இவ்விரு சேர்மங்களும் வினைச்சார்பு ஐசோமர்கள் என வழங்கப்படுகின்றன.

வினாக்கள்

1. அங்கக, அனங்ககச் சேர்மங்களுக்கிடையேயுள்ள முக்கியமான வேறுபாடுகளை விளக்கிக் கூறு.

2. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக:
(i) வினைச்செயல் தொகுதி (ii) படிவரிசைகள்; (iii) அமைப்பு வாய்பாடு.

3. உள்ளமைப்பு ஐசோமெரிசம் என்றால் என்ன? இத் தோற்றப்பாட்டின் பல வகைகளை விவரி,

4. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடுகளை எழுதுக:
(i) C_3H_6 ; (ii) C_3H_8 ; (iii) C_4H_{10} ; (iv) C_2H_5OH ; (v) C_2H_4 ; (vi) C_2H_2. இவற்றில் ஐசோமெரித்தைக் காட்டும் சேர்மங்கள் யாவை